

Inhalt:

- [1.1 - Die Stoffmenge](#)
- [1.2 - Die Aggregatzustände](#)
- [1.3 - Gasgesetze](#)
- [1.4 - Stoffgemische und reine Stoffe](#)
- [1.5 - Übungsaufgaben](#)
- [1.6 - Lernkontrolle](#)
- [1.7 - Literatur](#)
- [1.8 - Web-Links](#)
- [1.9 - Zusatzaufgaben](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Begriffe "Stoffmenge" und "mol" verstehen und damit umgehen können
- Berechnungen mit den Begriffen "Stoffmenge" und "mol" durchführen können
- die absolute Temperatur kennen und Umrechnungen auf die Grad Celsius Temperatur durchführen können
- die Gasgesetze kennen und Berechnungen mit der Zustandsgleichung für das ideale Gas durchführen können
- Gemische von reinen Stoffen unterscheiden können
- physikalische Trennmethoden kennen und beschreiben können
- den Unterschied zwischen physikalischen und chemischen Prozessen kennen
- die Bezeichnungen von Stoffgemischen kennen und Beispiele dazu geben können

1.1 Die Stoffmenge



Bild 1.1: Strand

Wir leben doch in einer wunderschönen Welt. Sonne, Strand und liebe Menschen. Das Leben ist lebenswert. Leider sieht unser Alltag aber meistens anders aus: Er ist oft geprägt von Termindruck und Hetze, so dass wir selten genügend Musse haben, um unsere Umwelt richtig wahrzunehmen und zu spüren. Wir begegnen nämlich täglich völlig verschiedenen Stoffen und Materialien: Metallen, Kunststoffen, Sand, Glas und vielen anderen mehr ohne uns dessen wirklich bewusst zu sein.

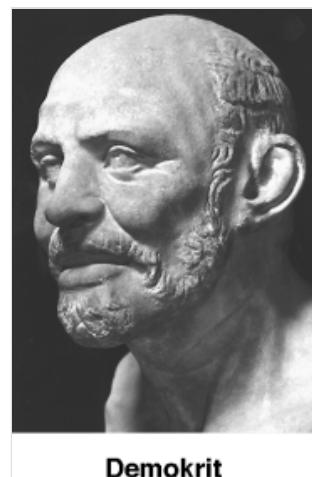
Um uns herum und auch in unserem Körper selber laufen chemische und physikalische Prozesse ab. Stetig, unbewusst, automatisch. Diese Stoffe und Prozesse bilden uns und unsere Welt, lassen uns atmen, schauen, riechen und vieles mehr. Die Stoffe in unserem Körper und um uns herum haben alle spezifische Eigenschaften: Die einen sind hart, andere weich, einige sind flüssig, andere fest. Die einen riechen gut, andere stinken bestialisch. Diese Eigenschaften sind es, die es uns leicht machen, die Stoffe voneinander unterscheiden zu können. Versuchen Sie Ihre Sinne einmal bewusst einzusetzen. Sie werden erkennen wie vielfältig unsere Umwelt ist. Haben Sie sich andererseits schon einmal gefragt, wie diese stofflichen Eigenschaften zu stande kommen? Haben Sie sich schon einmal gefragt, woraus diese Stoffe überhaupt bestehen?



Wenn Sie sich schön machen für den Ausgang und ein wenig Parfum auf der Haut verteilen, stellen Sie kurze Zeit später fest, dass nicht nur die Haut, sondern auch die unmittelbare Umgebung nach dem Parfum riecht. Haben Sie sich schon gefragt, wie es möglich ist, dass man das Parfüm plötzlich an verschiedenen Stellen wahrnehmen kann?

Bild 1.2: Parfümflacons

Es gibt für dieses Phänomen eine einfache Erklärung: Das Parfum selbst besteht aus sehr vielen, kleinen Teilchen, denen es möglich ist, den Ort des Auftragens zu verlassen und in die umgebende Luft vorzudringen. Wenn genügend solcher Teilchen unsere Nasenschleimhaut erreichen, können wir den Geruch des Parfums wahrnehmen. Es ist im Grunde genommen ein ganz einfacher Gedanke, dass die Materie aus sehr kleinen Teilchen aufgebaut ist. Der Idee wurde bereits von griechischen Philosophen Leukippos von Milet und Demokritos von Abdera. Sie vertraten die These, dass wenn man die Welt in immer kleineren Skalen betrachtet, am Schluss Teilchen übrig bleiben müssen, die nicht weiter geteilt werden können. Aus dieser Überlegung resultiert der Begriff "Atom", abgeleitet vom griechischen Begriff "atomos" für unteilbar. Es ist leider unmöglich, die einzelnen Teilchen eines Parfums oder die eines anderen Stoffes sichtbar zu machen. Kein herkömmliches, optisches Gerät ist heute in der Lage, solch kleine



Demokrit

Bild 1.3: Demokritos von Abdera

Teilchen aufzulösen. Der Gedanke, der ihre Existenz jedoch vermuten lässt, liegt greifbar nahe und kann durch ganz einfache Experimente genährt werden. Es muss sie doch geben.



Bild 1.4: Avogadro

Wenn die vermuteten Teilchen dermassen klein sind, dass man sie nicht sehen kann, so müsste man eine andere Möglichkeit ins Auge fassen ihre Existenz zu beweisen und vielleicht auch ihre Anzahl zu bestimmen. Angenommen die Teilchen besitzen eine Masse. Die gesamte Masse eines Gegenstandes, z. B einer Münze oder eines Blatt Papiers, müsste aus den Massen der einzelnen Teilchen zusammengesetzt sein. Somit könnte man aus der Masse eines Gegenstandes die Menge der Teilchen ableiten, die den Gegenstand aufbauen, vorausgesetzt man kennt die Masse der kleinen Teilchen.

Mit dieser Herausforderung setzte sich der italienische Physiker Amadeo Avogadro auseinander. Es zeigte sich bald, dass herkömmliche Massangaben nicht sinnvoll sind, um die immense Teilchenzahl eines Gegenstandes zu beschreiben.

Aus diesem Grund verwendete er den Begriff mol um die Anzahl der Teilchen auszudrücken, die in einer bestimmten Stoffmenge enthalten sind. Ein Mol beschreibt eine Stoffmenge von 6.02×10^{23} Teilchen. Es ist ein Begriff, der im Alltag selten Verwendung findet. Im Grunde genommen definiert er aber lediglich eine enorm grosse Anzahl Teilchen, so wie ein

1 Dutzend	12 Stück
1 Paar	2 Stück
1 Gros	144 Stück

Tabelle 1.1: Stückzahlen

beschreibt.

Wie gross die Zahl 6.02×10^{23} ist, kann man vielleicht erahnen, wenn man sie ausschreibt,

60'200'000'000'000'000'000'000

oder wenn man berechnet, welche Zeitspanne ein mol Sekunden sind.

1 mol Sekunden sind 1.9×10^{16} Jahre, das sind 19 Billiarden Jahre.

1 mol ist die Stoffmenge von 6.02×10^{23} Teilchen

$N_A =$

6.02×10^{23} Teilchen/mol

Tabelle 1.3: Die Zahl von Avogadro

N_A ist die **Zahl von Avogadro**

Wozu ist diese Zahl aber zu gebrauchen? Was kann man mit ihr machen? Ohne eine grosse Erklärung abzugeben, kann die Zahl von [Avogadro](#) im Moment dazu gebraucht werden, um anzugeben, wieviele Teilchen in einer bestimmten Menge eines Stoffes enthalten sind: Man benötigt dazu das Periodensystem der Elemente. Ein Blick darauf lässt neben dem jeweiligen Elementsymbol verschiedene Zahlen erkennen. Beim Element Gold (Au) steht z. B. die Zahl 196.9665(gerundet 197.0). Dieser Wert ist die Masse von Gold. Es bedeutet, dass ein mol Goldatome eine Masse von 197.0 g besitzen. Die Masse eines Gegenstandes ist direkt verknüpft mit der darin enthaltenen Menge der Atome!

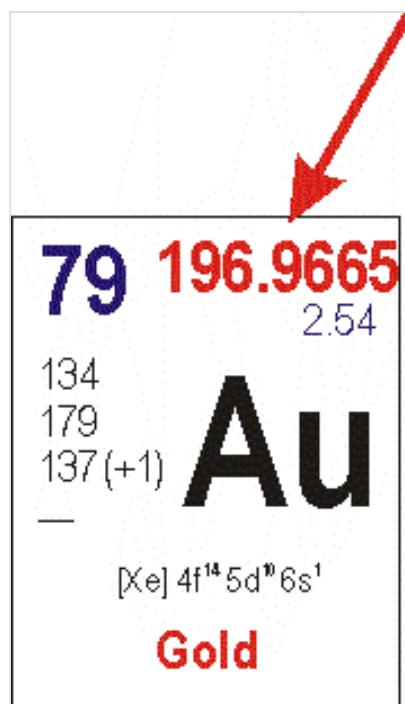


Bild 1.5: Gold

Weitere Beispiele:

- 1 mol Eisenatome (Fe) wiegt 55.85 g
- 1 mol Quecksilberatome (Hg) wiegt 200.6 g

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 2 der [Übungsaufgaben](#)

Vielleicht haben Sie Lust ein paar Zusatzaufgaben zu lösen. [Zusatzaufgaben](#)

1.2 Die Aggregatzustände



Bild 1.6: Ringe

Woran denken Sie, wenn Sie den Begriff "Gold" hören? Sind es nicht Schmuck, Goldbarren, Reichtum Schätze? Der Begriff "Wasser" wird sicher oft assoziiert mit einer Flüssigkeit, Durst, baden oder trinken. Dies

sind zwei Stoffe aus unserem Alltag. Wir kennen sie alle und wissen auch, dass sie verschieden sind. Verschieden in ihrem Gebrauch und Verwendung, verschieden aber auch in ihrer Erscheinung: Der eine Stoff ist fest, der andere ist flüssig. Der Grund für die verschiedenen Erscheinungsformen der Materie liegt im Wesentlichen an zwei Kräften, die einander konkurrieren. Einerseits gibt es Kräfte, welche die Teilchen zusammenhalten, andererseits aber auch solche, welche die Teilchen auseinander ziehen. Je nachdem, welche der beiden Kräfte nun stärker ist, liegt der Stoff als Festkörper, als Flüssigkeit oder als Gas vor. Die Kräfte, welche die Teilchen zusammenhalten, sind verschieden und stoffabhängig, es sind zwischenpartikuläre Kräfte. Die Kraft, die die Teilchen auseinander zieht, ist hingegen bei allen Stoffen die gleiche, es ist die Wärmebewegung der Teilchen.

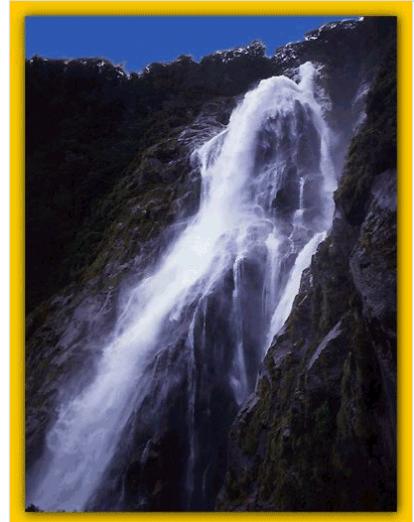
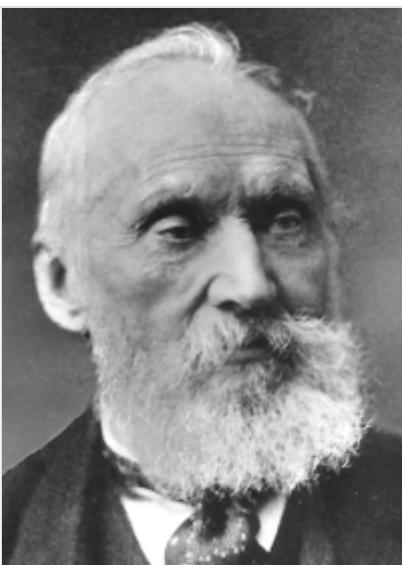


Bild 1.7: Wasser



Thomson, W.

Bild 1.8: William Thomson

Die Wärmebewegung der Teilchen ist abhängig von der Temperatur selbst. Je wärmer ein Gegenstand ist, desto grösser ist die Wärmebewegung seiner Teilchen. Kühlt man einen Stoff hingegen sehr stark ab, so erreicht man irgendwann einen Punkt, an dem die Teilchen möglicherweise (!) keine Wärmebewegung mehr ausführen. Es ist der absolute Temperaturnullpunkt. Er liegt bei -273.15°C . Diese Temperatur stellt die tiefste erreichbare Temperatur dar. Bei dieser Temperatur sind wahrscheinlich alle Teilchenbewegungen eingefroren. Eine genaue Aussage hierzu lässt sich allerdings bis heute nicht machen, da man den absoluten Temperaturnullpunkt noch nicht erreicht hat und ihn aus theoretischen Überlegungen auch gar nicht erreichen kann. Trotzdem oder gerade deswegen definiert man die absolute Temperaturskala beginnend bei -273°C . Die Skala der absoluten Temperatur verläuft linear zur Celsiusskala, ihre Einheit ist Kelvin (K), benannt nach William Thomson.

Lord Kelvin of Largs.

Zwischen der Temperatur in $^\circ\text{C}$ Celsius und der absoluten Temperatur in K besteht eine einfache Beziehung:

- $K = ^\circ\text{C} + 273$
- 0°C entspricht 273 K
- 100°C entspricht 373 K
- 25°C entspricht 298 K

Durch Erhöhung der Temperatur wird die Kraft, die die Teilchen auseinander drängt immer grösser, d. h. also, dass ein Festkörper bei Erhöhung der Temperatur mit der Zeit erst flüssig, bei weiterer Erhöhung der Temperatur schliesslich gasförmig wird. Diese drei Zustände der Teilchen nennt man Aggregatzustände

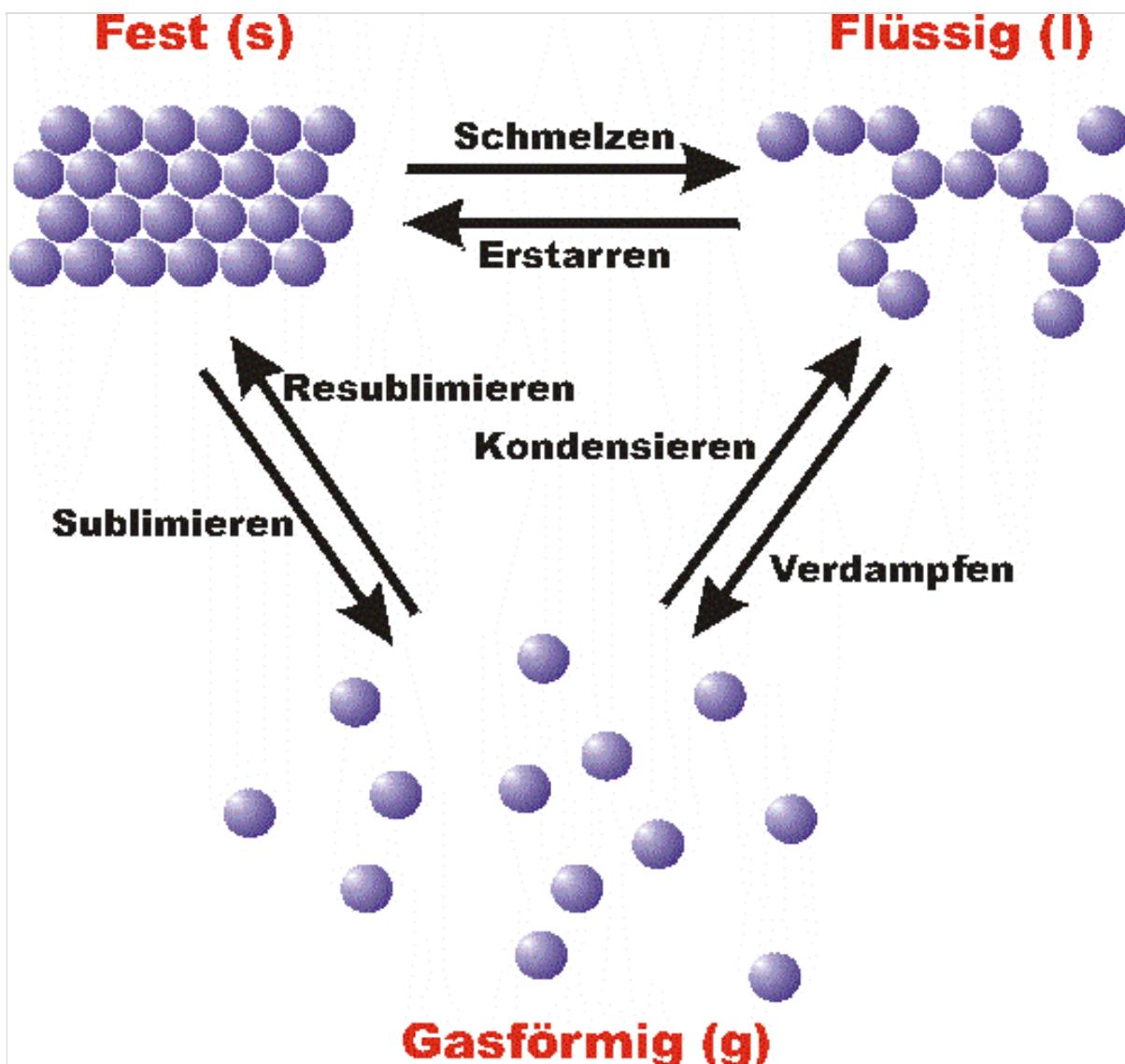
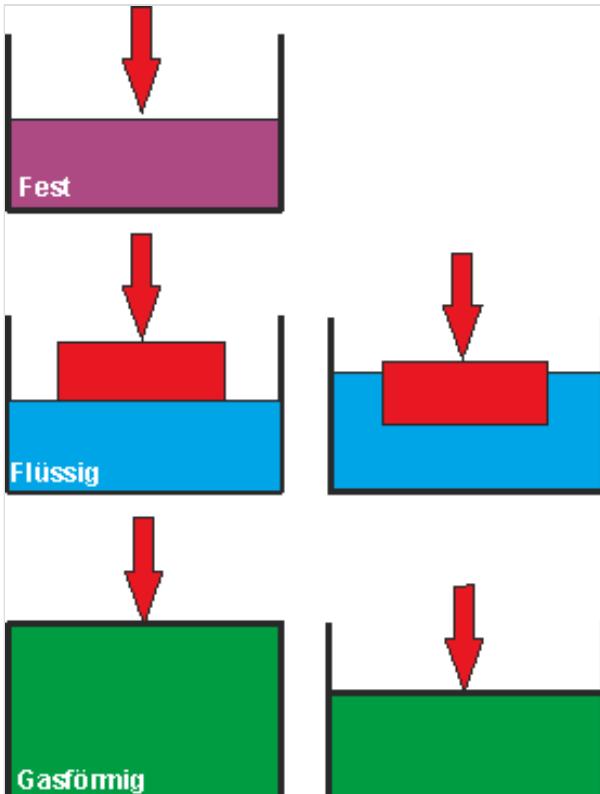


Bild 1.9: Die Aggregatzustände

Stoffe, die im festen oder flüssigen Zustand vorliegen, weisen ein festes Volumen auf. Gasförmige Stoffe hingegen können komprimiert werden, d. h. die Gasteilchen können auf einen engeren Raum gedrängt werden. Man kann daraus schliessen, dass zwischen den einzelnen Gasteilchen sehr viel Platz frei, bzw. der Abstand zwischen zwei Gasteilchen sehr gross ist. Versucht man das Volumen eines Gases zu verringern, muss man gegen die Teilchen selbst ankämpfen. Die Teilchen wehren sich dagegen, einen kleineren Raum einzunehmen zu müssen! Die Gasteilchen üben auf die Gefässwände Kräfte aus: Sie können verstanden werden als Aufprallkräfte der Gasteilchen mit einer bestimmten Masse und einer bestimmten Geschwindigkeit. Der Quotient dieser Teilchenkraft (F) pro ausgeübte Fläche (A) heisst Druck (p). Bei einer Verringerung des Gasvolumens steigt der Druck an, da die Fläche auf die die Gasteilchen einwirken können, kleiner wird.

$$p = F / A$$



- Festkörper können nicht komprimiert werden. Ihr Volumen und ihre Form ist stabil.
- Flüssigkeiten können nicht komprimiert werden. Ihr Volumen bleibt gleich, sie können aber eine beliebige Form annehmen.
- Gase können komprimiert werden. Weder ihr Volumen noch ihre Form ist stabil

Bild 1.10: Kompression von Stoffen

Je kleiner die Gefässoberfläche ist, desto grösser ist der Druck (bei gleicher Teilchenzahl und Temperatur). Aus den Grössen Druck und Temperatur lässt sich das Phasendiagramm eines Stoffes erstellen. Es zeigt auf, unter welchen Bedingungen (Druck und Temperatur) ein Stoff im gasförmigen, flüssigen oder festen Aggregatzustand vorliegt. Abgebildet ist das Phasendiagramm von Wasser.

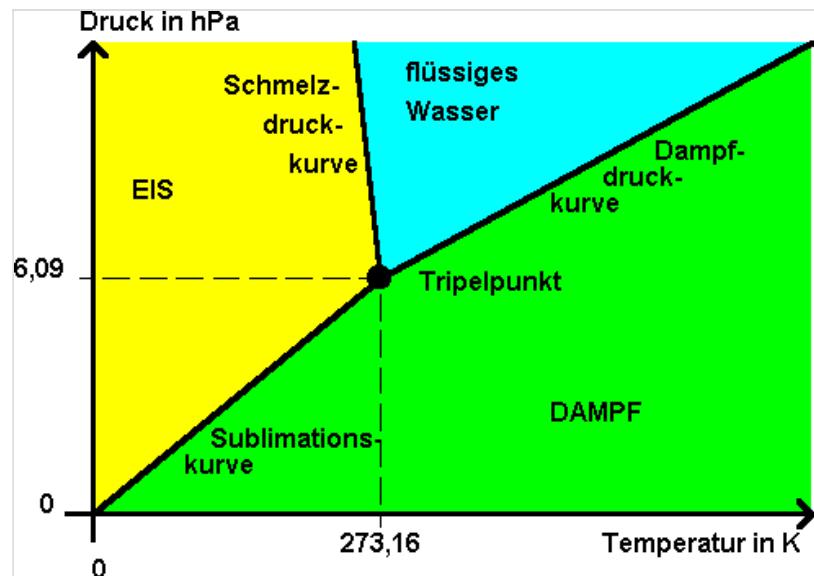


Bild 1.11: Phasendiagramm von Wasser

1.3 Gasgesetze

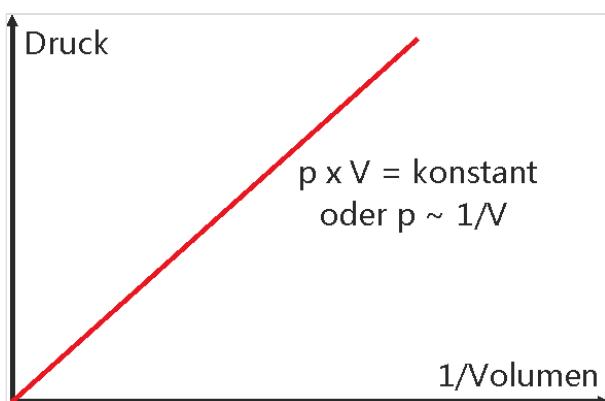
Gase sind Stoffe, welche sich recht schnell in dem zur Verfügung stehenden Raum ausbreiten. Man kennt dies nur allzu gut aus dem Alltag, wenn der Geruch feinen Essens oder der Gestank eines Misthaufens meterweit zu riechen ist. Das Ausbreiten der Gase im Raum nennt man **Diffusion**. Die Geschwindigkeit, mit welcher Gase **diffundieren** ist einerseits abhängig von der Temperatur, andererseits von der Masse der Gasteilchen. Leichte Gase **diffundieren** schneller als schwere Gase.



Boyle, R.

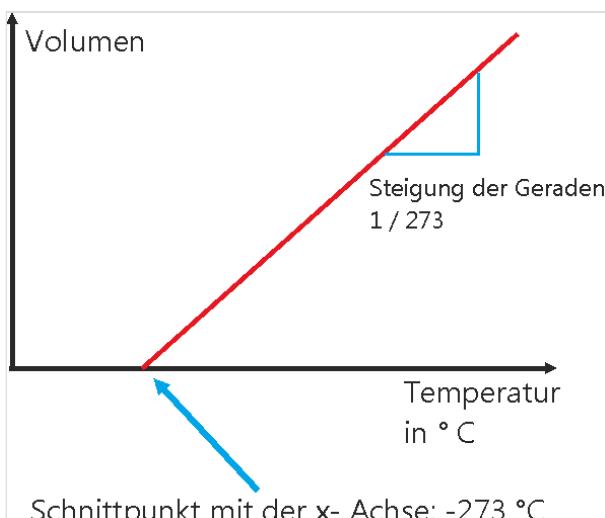
Bild 1.12: Robert Boyle

Von wissenschaftlichem Interesse ist das Verhalten von Gasen. Die Änderung des Volumens eines Gases bei seiner Kompression ist nicht willkürlich, sondern folgt bestimmten Gesetzmäßigkeiten. Das heisst es gibt eine mathematische Beziehung zwischen Grössen von Gasen. Wird bei konstanter Temperatur der Druck eines Gases verändert, ändert sich automatisch auch sein Volumen. Bei einer Auftragung des Drucks (p) gegen das reziproke Volumen ($1/V$), ergibt sich bei konstanter Temperatur eine Gerade. Robert Boyle und Edme Mariotte haben diese Gesetzmäßigkeiten als erste erkannt und beschrieben:



Gesetz von Boyle-Mariotte:
 $p \times V = \text{konstant}$

Bild 1.13: Ein p/V - Diagramm



Eine weitere Gesetzmäßigkeit, mit der sich das Verhalten von Gasen beschreiben lässt, wurde von Joseph Louis Gay-Lussac gefunden: Bei einer Änderung der Temperatur um den Betrag ΔT verändert sich das Volumen um den Betrag ΔV (bei konstantem Druck), bei einer Änderung der Temperatur um den Betrag ΔT ändert sich der Druck um den Betrag Δp (bei konstantem Volumen).

Bild 1.14: Ein V/T - Diagramm

Die Gesetze von Gay-Lussac:

$$V_t = V_0 \left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

für p = konstant

$$p_t = p_0 \left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

für V = konstant

Bild 1.16: Volumenänderung



Gay-Lussac, J. L.

Bild 1.15: Joseph Louis Gay-Lussac

Dies lässt auf einen **Zusammenhang** zwischen Druck Temperatur und Volumen eines Gases schliessen, der in der Zustandsgleichung des **idealen Gases** wiedergegeben wird:

$$p \times V = n \times R \times T$$

Dabei ist

- p Der Druck in **N/m²**
- V das Volumen in **m³**
- n die Teilchenmenge in **mol**
- R die universelle Gaskonstante **R = 8.314 J/K mol**
- T die absolute Temperatur in **K**

Ein Beispiel soll die Formel erläutern:

Welches Volumen nimmt 1 mol eines idealen Gases bei 0° C und einem Druck von 101'325 Pa ein?

Die Lösung lautet:

$$V = n \times R \times T / p$$

$$V = 1 \times 8.314 \times 273 / 101'325 = 0.0224 \text{ m}^3$$

oder 22.4 liter.

Bei diesen Bedingungen nimmt also jedes ideale Gas das selbe Volumen von **22.4 Litern** ein!

Die Masse dieses Gasvolumens ist allerdings abhängig von der Art des Gases, bzw. seiner Teilchen:

Ein mol Wasserstoffgas (H_2) wiegt 2g,

1 mol Kohlendioxidgas (CO_2) wiegt 44 g.

Je nach Gas hat das Gasvolumen also eine unterschiedliche Masse.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 3 bis 7 der Übungsaufgaben.

Das ideale Gas ist definiert als ein Gas, bei welchem die einzelnen Gasteilchen kein Eigenvolumen besitzen und zwischen den Gasteilchen keinerlei Wechselwirkung besteht.

1.4 Stoffgemische und reine Stoffe

Betrachten wir alltägliche Stoffe wie Sand oder Wasser, unterscheiden sie sich nicht nur in ihren Aggregatzuständen, sondern auch in ihrer Erscheinung. Während Wasser dem Betrachter als einheitlicher Stoff erscheint, setzt sich Sand aus verschiedenen Komponenten zusammen. Dieser Ansatz lässt die Stoffe unter einem anderen Gesichtspunkt betrachten und sie entsprechend einteilen: Stoffe, die offensichtlich aus mehreren Komponenten bestehen, sind Stoffgemische. Sind von blossem Auge mehrere Komponenten erkennbar, spricht man von einem **heterogenen** Stoffgemisch, erscheint es einheitlich, so nennt man das Gemisch **homogen**. Werden Stoffe gemischt, behalten die einzelnen Komponenten ihre Eigenschaften bei; so spürt man z. B. die Wirkung von Alkohol in Wein, Bier und Spirituosen.

Stoffgemische werden mit Fachausdrücken bezeichnet. Massgebend für die Unterscheidung sind die Aggregatzustände, der darin enthaltenen Komponenten:

Homogene Stoffgemische:

	Fest	Flüssig	Gasförmig
Fest	Legierung Bronze, Messing	Lösung Zuckerwasser	
Flüssig		Lösung Wein, Bier	Lösung Blöterliwasser (Mineralwasser)
Gasförmig			Gasgemisch Luft

Tabelle 1.4: Homogene Stoffgemische

Heterogene Stoffgemische:

	Fest	Flüssig	Gasförmig
Fest	Gemenge, Konglomerat	Suspension	Rauch

	Erde, Sand	Zigarettenrauch
Flüssig	Emulsion Milch	Nebel, Schaum Nebel, Seifenschaum

Tabelle 1.5: Heterogene Stoffgemische

Da die einzelnen Komponenten eines Gemisches ihre Eigenschaften beibehalten, können genau diese Eigenschaften ausgenutzt werden, um ein Stoffgemisch wieder zu trennen und in die einzelnen Komponenten zu zerlegen. Diese Prozesse sind rein **physikalische** Prozesse, es werden ja nur die unterschiedlichen physikalischen Eigenschaften der Stoffe zur Trennung ausgenutzt.

Die nachfolgende Tabelle gibt eine Einsicht in die wichtigsten, im Alltag am häufigsten verwendeten physikalischen **Trennmethoden** 

Trennmethode	ausgenützte Eigenschaft	Beispiele
Destillation 	Siedepunkte	Destillation von Wein, Erdöl
Filtration 	Korngrösse	Filtration von Kaffee
Sublimation	Flüchtigkeit	Sublimation von Iod, Schwefel
Extraktion	Löslichkeit	Zubereitung von Tee, Kaffee
Chromatographie	Löslichkeit	Farbstoffgemische Pfanzenfarbstoffe
Kristallisation	Löslichkeit	Salzgemische, Kalkablagerung
Zentifugieren	spezifisches Gewicht	Abtrennung roter Blutkörperchen

Tabelle 1.6: Physikalische Trennmethoden



Bild 1.20: John Dalton

Stoffe wie z. B. Wasser sind keine Stoffgemische. Sie bestehen aus einer einzigen Art von Teilchen. Stoffe, die aus nur einer Art von Teilchen bestehen, heißen **reine Stoffe**. Reine Stoffe lassen sich zusammensetzen zu reinen Stoffen oder trennen in reine Stoffe. Dies erfolgt allerdings nicht in willkürlichen Verhältnissen wie beim Mischen von Stoffen, sondern stets in ganz bestimmten Mengenverhältnissen. Diese Erkenntnis geht zurück auf den englischen **Chemiker**  **John Dalton**, der bei Verbrennungen feststellte, dass sich je nach Bedingung immer Kohlenmonoxid (CO) oder Kohlendioxid (CO₂) bildete. Der Grund dafür ist der, dass bei dieser Art Experiment die reinen Stoffe nicht nur gemischt werden, sondern einen **chemischen Prozess** durchlaufen und sich miteinander

verbinden. Ein Kennzeichen eines **chemischen Prozesses** ist unter anderem der, dass die eingesetzten Stoffe ihre Eigenschaften verlieren und sich zu völlig neuen Stoffen mit neuen Eigenschaften umwandeln. So können durchaus giftige Stoffe chemisch zur Reaktion gebracht werden, um daraus ungiftige Stoffe zu produzieren.

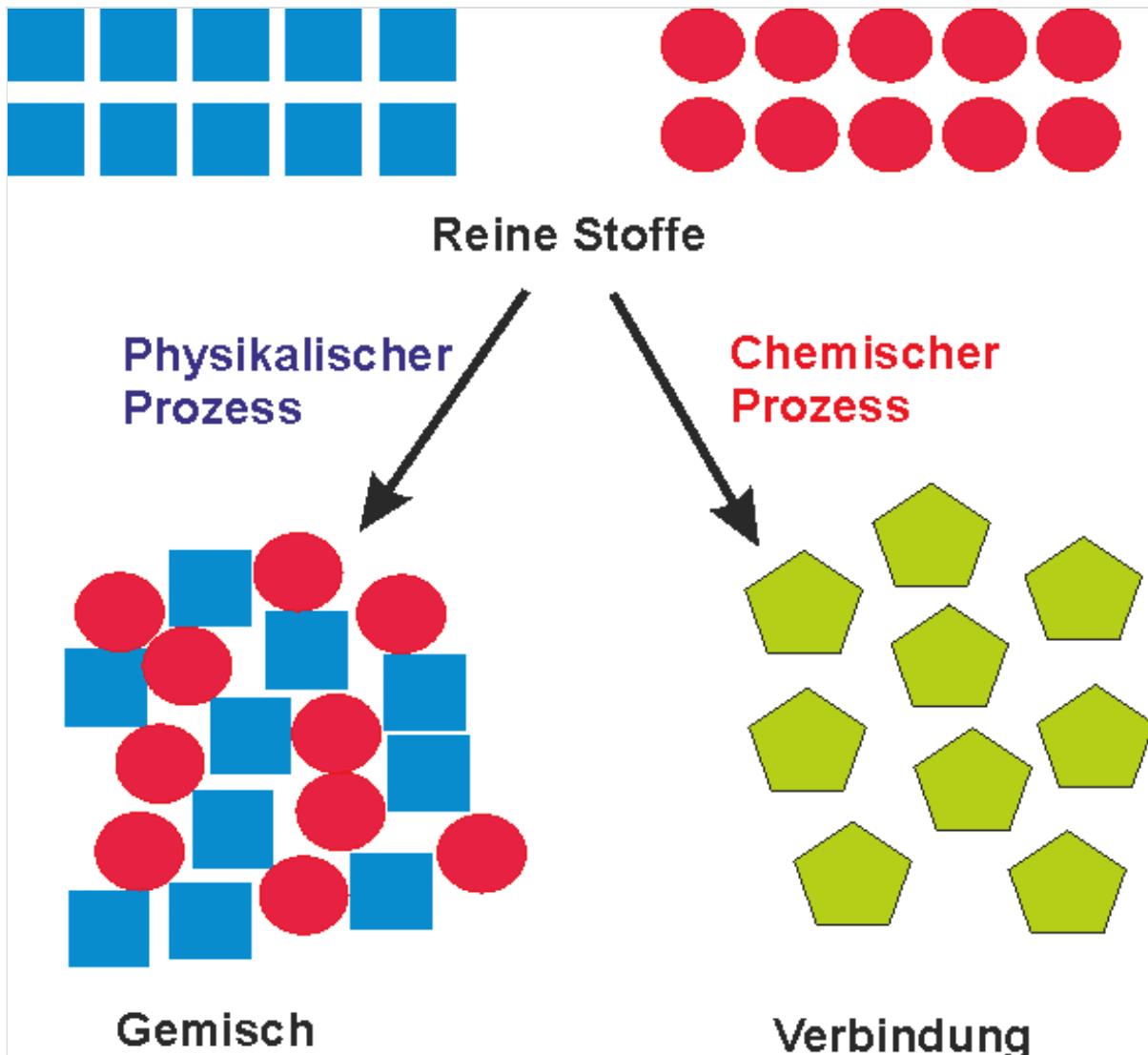


Bild 1.21: Schema von physikalischen und chemischen Prozessen



Lavoisier, A. L.

Bild 1.22: Antoine Laurent Lavoisier

Reine Stoffe die nicht weiter aufgetrennt werden können, nennt man **Elemente**. Der Begriff "Element" geht zurück auf das 18. Jahrhundert, auf Antoine Laurent Lavoisier einen französischen Chemiker der die Chemie revolutionierte und zur Wissenschaft machte. Es sind bis heute über 100 Elemente bekannt, welche in einer Tafel, dem **Periodensystem der Elemente** zusammengefasst sind. Einige dieser Elemente sind uns vertraut wie z. B. Gold, Silber, Eisen, andere sind es weniger, wie z. B. Niob, Tantal, Lanthan. Die chemische Reaktion der Elemente führt immer zu reinen Stoffen, zu Verbindungen, wie z. B. Wasser oder Kochsalz. Das nachfolgende Schema verdeutlicht diese Einteilung der Stoffe.

MATERIE

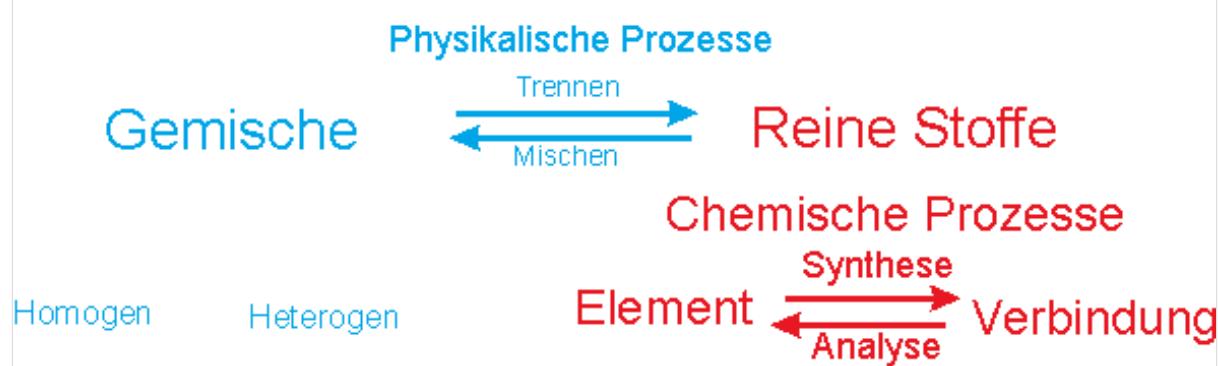


Bild 1.23: Physikalische und chemische Prozesse

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der Übungsaufgaben

1.5 Übungsaufgaben

1. Handelt es sich bei den nachfolgenden Stoffen um Gemische oder reine Stoffe?



	homogenes Gemisch	heterogenes Gemisch	Element	Verbindung
Eis	...?...	...?...	...?...	...?...
Milch	...?...	...?...	...?...	...?...
Wein	...?...	...?...	...?...	...?...
Eisen	...?...	...?...	...?...	...?...
Sand	...?...	...?...	...?...	...?...
Messing	...?...	...?...	...?...	...?...
Teer	...?...	...?...	...?...	...?...
Luft	...?...	...?...	...?...	...?...
Granit	...?...	...?...	...?...	...?...
Wasser	...?...	...?...	...?...	...?...
Kochsalz	...?...	...?...	...?...	...?...
Iod	...?...	...?...	...?...	...?...

2. Wieviele Goldatome enthält ein Goldbarren mit einer Masse von 50 g und wie schwer wäre ein Silberbarren mit derselben Anzahl von Silberatomen?



3. Welches Volumen beanspruchen 50 mg Sauerstoffgas (O_2) bei 101'325 Pa Druck und -40° C?



4. Welche Dichte haben H₂- und CO₂-Gas bei 0° C und einem Druck von 101'325 Pa?



5. Der Druck in einer Wasserstoffflasche von 20 Litern Inhalt beträgt bei 20° C 1.6×10^7 Pa.



a) Welche Masse hat das Wasserstoffgas in der Flasche?



b) Wieviele Luftballons von 10 Litern Inhalt und einem Innendruck von 102'000 Pa lassen sich damit aufblasen?

6. Welche Masse hat die Luft in einem Schulzimmer bei 25° C und einem Druck von 101'325 Pa? Das Volumen des Schulzimmers betrage 170 m³. Die Zusammensetzung der Luft kann angenähert angenommen werden: 80 % Stickstoff (N₂) und 20 % Sauerstoff (O₂).



7. Ein Luftballon von 10 Litern Inhalt wird bei 0° C und unbestimmtem Druck weiter aufgeblasen, bis sich die Gasmasse verdreifacht hat. Wie gross ist nun sein Volumen, wenn man die Temperatur zusätzlich um 20° erhöht und den Druck auf 80 % des ursprünglichen Druckes reduziert?



1.6 Lernkontrolle

1. Milch ist

- a) eine Suspension
- b) eine Verbindung
- c) ein heterogenes Gemisch

2. In 19.7 g Gold sind

- a) 0.1 mol Goldatome
- b) 6×10^{23} Goldatome
- c) 19.7×10^{23} Goldatome enthalten

3. Beim Aufbrühen von Tee findet eine

- a) Destillation
- b) Kristallisation
- c) Extraktion statt

4. Diffusion der Gase CO₂ und SO₂:

- a) Beide Gase diffundieren gleich schnell
- b) CO₂ diffundiert schneller
- c) SO₂ diffundiert schneller

5. Halbiert man bei einem idealen Gas den Druck bei gleichbleibender Temperatur,

- a) halbiert sich das Volumen
- b) verdoppelt sich das Volumen
- c) vervierfacht sich das Volumen

6. Die Temperatur von -50° C entspricht

- a) 273 K
- b) 223 K
- c) 323 K

7. Eine Kraft, welche Teilchen zusammenhält, ist die

- a) Wärmebewegung
- b) Zentrifugalkraft
- c) Zwischenpartikuläre Kraft

8. Je kleiner die Gefässoberfläche bei gleicher Teilchenzahl und Temperatur eines Gases ist,

- a) desto höher ist der Druck
- b) desto geringer ist der Druck
- c) desto weniger Teilchen prallen pro Zeit auf die Gefässoberfläche

9. Luft ist

- a) ein reiner Stoff
- b) ein homogenes Gemisch
- c) ein heterogenes Gemisch

10. Rote Blutkörperchen können von Blutplasma abgetrennt werden durch

- a) Destillation
- b) Zentrifugieren
- c) Sublimation

11. Stoffe können

- a) in beliebigen Verhältnissen
- b) nur in bestimmten Verhältnissen
- c) nur im gasförmigen Zustand gemischt werden

12. Der Begründer des Begriffs "Element" heisst

- a) John Dalton
- b) Edme Mariotte
- c) Antoine Laurent Lavoisier

13. Der Begriff "Atom" bedeutet

- a) sehr klein
- b) unsichtbar
- c) unteilbar

14. Der chemische Prozess der Elemente in Verbindungen überführt, heisst

- a) Synthese
- b) Analyse
- c) Chromatographie

15. Wieviele Elemente existieren?

- a) fast unendlich viele
- b) eines
- c) etwa 100

16. Wieviele Verbindungen existieren?

- a) fast unendlich viele
- b) eine
- c) etwa 100

17. Beim idealen Gas hat

- a) ein Gasteilchen kein Eigenvolumen
- b) das Gas kein Volumen
- c) ein Gasteilchen Lichtgeschwindigkeit

18. Beim Mischen von Stoffen

- a) gehen die Eigenschaften der Stoffe verloren
- b) bleiben die Eigenschaften der Stoffe erhalten
- c) entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften

19. Elemente sind

- a) Stoffe, die aus derselben Art von Atomen bestehen
- b) Stoffe, die keine Eigenschaften besitzen
- c) Atome

20. Der Übergang vom flüssigen in den festen Aggregatzustand heisst

- a) erkalten
- b) kondensieren
- c) erstarren

1.7 Literatur

- H. R. Christen
Chemie
Diesterweg/ Salle, Sauerländer, 1984
- Div. Autoren
Elemente Chemie II
Klett, 1993
- W. Asselborn, M. Jäckel, K. T. Risch
Chemie heute, Sekundarbereich II
Schroedel, 1998
- Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996

- P. W. Atkins, J. A. Beran
General Chemistry 2nd Edition
Scientific American Library, 1992
- P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992
- F. K. Kneubühl
Repetitorium der Physik
Teubner, 1982

1.8 Web-Links

Leukipp

Allgemeines [\[link\]](#)
Philosophen [\[link\]](#)

Avogadro

Biographie [\[link\]](#)
Biographie [\[link\]](#)
Kurzinfo [\[link\]](#)
Kurzinfo [\[link\]](#)

Wärmebewegung

Info [\[link\]](#)
Atomuhr [\[link\]](#)
Diagramme [\[link\]](#)

Kelvin

Kurzinfo [\[link\]](#)
Biographie [\[link\]](#)
Kurzinfo [\[link\]](#)

Gasgesetze

Allgemein [\[PDF\]](#)
kinetische Gastheorie [\[PDF\]](#)
Kurzinfo [\[PDF\]](#)
Animierte Theorie [\[PDF\]](#)

Robert Boyle

Kurzbiographie [\[PDF\]](#)
Kurzbiographie [\[PDF\]](#)
Kurzbiographie [\[PDF\]](#)

Joseph Louis Gay-Lussac

Kurzbiographie [\[PDF\]](#)
Kurzbiographie [\[PDF\]](#)

Trennung von Stoffen

Theorie [\[PDF\]](#)
Theorie [\[PDF\]](#)

John Dalton

Kurzbiographie [\[PDF\]](#)
Errungenschaften [\[PDF\]](#)
Kurzbiographie [\[PDF\]](#)
Kurzbiographie [\[PDF\]](#)

Antoine Laurent Lavoisier

Kurzbiographie [\[PDF\]](#)
Kurzbiographie [\[PDF\]](#)
Kurzbiographie [\[PDF\]](#)

1.9 Zusatzaufgaben

1. Welche Molmasse hat CuSO₄?



2. Welche Molmasse hat $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?



3. Welche Molmasse hat ScCl_3 ?



4. Welche Molmasse hat TiO_2 ?



5. Welche Molmasse hat NiBr_2 ?



6. Welche Molmasse hat AgClO_3 ?



7. Welche Molmasse hat PbI_2 ?



8. Welche Molmasse hat Na_2S ?



9. Welche Molmasse hat $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?



10. Welche Molmasse hat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?



Inhalt:

- [2.1 - Das Kern - Hülle - Modell](#)
- [2.2 - Der Atomkern](#)
- [2.3 - Die Elektronenhülle](#)
- [2.4 - Übungsaufgaben](#)
- [2.5 - Lernkontrolle](#)
- [2.6 - Literatur](#)
- [2.7 - Web-Links](#)

Lernziele:

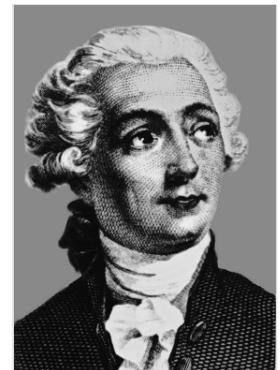
Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Elementarteilchen und ihre wichtigsten Eigenschaften kennen
- die Begriffe "Ordnungszahl", "Masse", "Massenzahl", "Isotope" definieren und beschreiben können
- die klassischen Arten radioaktiver Strahlung und das Vorgehen bei einer Kernspaltung kennen
- den Begriff "Ionisierungsenergie" kennen und das Bohr'sche Atommodell beschreiben können
- die einfachsten Orbitaltypen kennen und beschreiben können
- das Orbitalmodell beschreiben und anwenden können
- den grundlegenden Aufbau des Periodensystems der Elemente kennen
- die Namen "de Broglie", "Schrödinger", "Heisenberg", "Pauli" kennen und mit Erkenntnissen der Atomtheorie verknüpfen können
- in der Lage sein die Elektronenkonfiguration eines Elementes herzuleiten und die Anzahl der Valenzelektronen nennen zu können

2.1 Das Kern - Hülle - Modell

Der französische Chemiker [Antoine Laurent Lavoisier](#) revolutionierte im 18. Jahrhundert die Chemie. Durch sein wissenschaftliches Vorgehen stiess er einige bis dahin gefestigte Anschauungen um und machte die Chemie zu einer exakten Wissenschaft. Seine Ausführungen und Experimente führten ihn zum selben Schluss, den griechische Philosophen bereits über 2000 Jahre zuvor machten: Die Materie muss aus sehr kleinen, unteilbaren Teilchen, den Atomen, bestehen. Er selbst begründete den Begriff [Element](#) neu. Nach der inzwischen veralteten Vorstellung von Aristoteles hatten die vier Elemente Feuer, Wasser, Luft und Erde bestanden. Lavoisier beschrieb ein Element als den kleinsten und reinsten Bestandteil der Materie. Es blieb dem französischen Wissenschaftler allerdings verwehrt, tiefer in die Materie einzublicken zu können und ihre Bestandteile zu ergründen. Die Zeit dafür war noch nicht reif.



Lavoisier, A. L.

Bild 2.1: Antoine Laurent Lavoisier



Dalton, J.

Bild 2.2: John Dalton

Erst viele Jahre später, anfangs des 19. Jahrhunderts, nahm [John Dalton](#) die philosophischen Gedanken von [Leukippos von Milet](#) und [Demokritos von Abdera](#) wieder auf und vereinte sie mit den Folgerungen Lavoisiers: Wenn Elemente die reinsten Stoffe der Materie sind und die Materie aus sehr kleinen Teilchen, den Atomen, besteht, muss ein Element ein Stoff sein, der aus nur einer einzigen Art von Atomen besteht. Diese These stützte Dalton durch Experimente, mit welchen er zeigen konnte, dass Elemente immer nur in ganz bestimmten Massenverhältnissen miteinander reagieren. Die Vorstellung einer chemischen Reaktion bestand darin, dass die einzelnen Elemente sich neu gruppieren, sich verbinden, aber nicht verloren

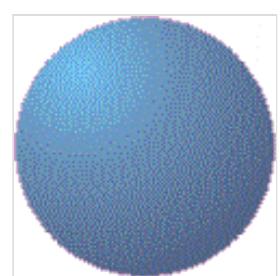


Bild 2.3: Dalton's Atome

gehen oder sich in "Luft" auflösen können. Dalton definierte Atome erneut als kleinste Bausteine der Materie, die sich weder vernichten noch teilen lassen. Nach seiner Vorstellung waren Atome kleine, einheitliche Materiekugeln, aufgebaut wie winzig kleine Murmeln. Er schuf nebenbei eine eigene Symbolschrift, um die einzelnen Elemente durch Symbole darzustellen. Dabei lehnte er sich aber stark an bereits erschaffene Symbole früherer Zeit an. [Frühere Elementsymbole](#), [Elementsymbole wie sie Dalton verwendete](#).



Thomson, J. J.

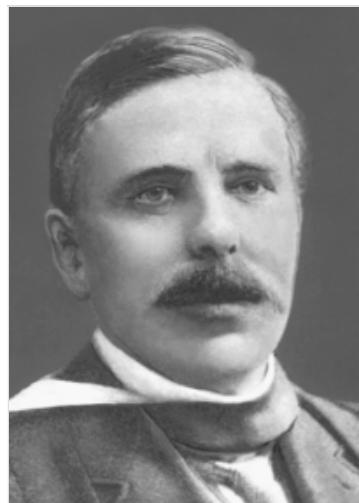
[Bild 2.6: Joseph John Thomson](#)

Im Laufe der nächsten Jahre und Jahrzehnte wurden viele Erkenntnisse über Elemente, Atome und ihre Eigenschaften untersucht und gesammelt. Das Bild, das John Dalton um 1806 von einem Atom gezeichnet hatte, hielt sich aber hartnäckig, resp. es gab keine Experimente oder Daten, die eine tiefere Einsicht in ein Atom erlaubt hätten. Erst gegen Ende des 19. Jahrhunderts, 1897, führten Experimente des englischen Physikers [Joseph John Thomson](#) zu neuen Erkenntnissen in der Atomtheorie.

In seinen Experimenten, in denen er Elektrizitätsphänomene untersuchte, fand er Teilchen, die sich zu einem [Strahl](#) bündeln und mittels Magneten ablenken ließen. Die neu gefundenen Teilchen nannte er "Korpuskel". Thomson konnte zeigen, dass die Korpuskel elektrisch geladen sind und Bestandteile von Atomen sein müssen. So lag nun erstmals der Gedanke vor, Atome seien nicht einfache Materiekugeln, sondern sie müssen selbst aus weiteren, noch kleineren Teilchen, den Elementarteilchen, aufgebaut sein.

Für seine Arbeiten wurde [John Joseph Thomson](#) 1906 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet.

[Kathodenstrahlen](#)



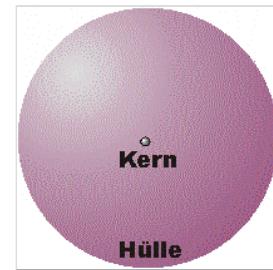
Rutherford, E.

[Bild 2.7: Sir Ernest Rutherford](#)

Etwas später, im Jahr 1911, wurde die wissenschaftliche Welt aufmerksam auf den Neuseeländer [Sir Ernest Rutherford](#). Die Ergebnisse seiner Experimente deckten sich mit denen von Thomson. In einem historischen [Experiment](#) beschoss Rutherford eine hauchdünne Goldfolie mit α -Strahlen einer radioaktiven Probe und stellte fest, dass die grosse Mehrheit der Strahlen die Goldfolie ungehindert passierte.

Der folgerichtige Schluss, den er daraus zog, war, dass Atome keineswegs [feste Materiekugeln](#) sein konnten, sondern für gewisse Strahlen durchlässig sind. Da α -Strahlung selbst Materiestrahlung ist, wird sie selbst besonders effizient durch andere Massenträger abgelenkt. Diese Massenträger in der Goldfolie mussten aber enorm klein sein im Vergleich zur Grösse des gesamten Atoms. [Rutherford](#) postulierte folgerichtig das Kern-Hülle-Modell des Atoms, d. h. ein Atom ist grundsätzlich so aufgebaut, dass es einen winzig kleinen, aber massereichen Kern und eine nahezu masselose, verhältnismässig aber grosse Hülle besitzt.

Die königliche Akademie der Wissenschaften ehrte Sir Ernest Rutherford bereits 1908 mit dem [Nobelpreis für Chemie](#) für seine wissenschaftlichen Arbeiten im Zusammenhang mit radioaktiver Strahlung.



[Bild 2.8: Atommodell nach Niels Bohr](#)

2.2 Der Atomkern

Nach diesem ersten Erfolg wurden [Atome](#) genauer untersucht. Immer raffiniertere Experimente und genauere Messinstrumente erlaubten es immer kleinere Teilchen nachzuweisen. So wurden in den Kernen

der Atome weitere Bestandteile, Elementarteilchen, gefunden, die einen Atomkern aufbauen. Als erstes Kernteilchen wurde das **Proton** nachgewiesen, seinen Namen erhielt es von Sir Ernest Rutherford um 1920. Das Proton ist ein massereiches Teilchen, genau wie es vorhergesagt war.

Seine exakte Masse beträgt $m(p) = 1.67265 \cdot 10^{-27}$ kg

(Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)

Da es sich hier um eine extrem kleine Masse handelt, wird eine spezielle Einheit zu deren Beschreibung verwendet, die **atomare Masseneinheit** mit der Einheit u. Ein u entspricht einem Zwölftel der Masse eines ¹²C-Kernes ($1u = 1.66056 \times 10^{-27}$ kg; (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)). Die Masse eines Protons ausgedrückt in der atomaren Masseneinheit entspricht demzufolge

$$m(p) = 1.007276 \text{ u}$$

John Dalton hatte bereits 100 Jahre zuvor bemerkt, dass sich die Atome verschiedener Elemente unterscheiden. Sie unterscheiden sich z. B. im Aufbau ihrer Kerne. Die Kerne verschiedener Elemente weisen eine unterschiedliche Anzahl von Protonen auf. Die Anzahl der Protonen, die sich in einem Atomkern befindet, wird mit der **Ordnungszahl** ausgedrückt.

Die Ordnungszahl

wird konventionsgemäß dem Elementsymbol vor- und tiefgestellt. Da Symbol und Ordnungszahl aber eindeutig miteinander verknüpft sind, wird häufig auf das Schreiben der Ordnungszahl verzichtet.

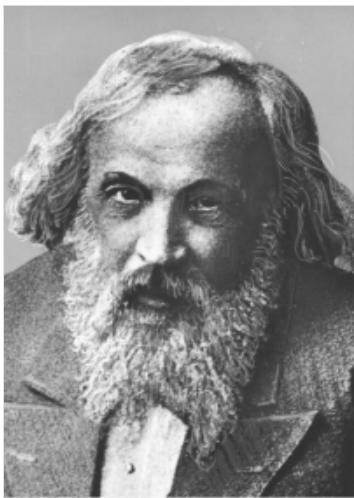
²⁶**Fe** Das Element Eisen besitzt einen Kern mit **26 Protonen**

⁷⁹**Au** Das Element Gold besitzt einen Kern mit **79 Protonen**

⁴⁷**Ag** Das Element Silber besitzt einen Kern mit **47 Protonen**

Tabelle 2.1: Ordnungszahlen und Protonenzahl

Das **Periodensystem der Elemente**  beinhaltet alle natürlich vorkommenden oder künstlich hergestellten Elemente. Es wurde fast gleichzeitig vom russischen Chemiker **Dimitrij Ivanovic Mendelejew** und vom deutschen Chemiker Julius Lothar Meyer entwickelt. Mendelejew ordnete die Elemente nach steigenden Massen an und berücksichtigte eine regelmässige Änderung der Eigenschaften der Elemente in periodischer Weise. Dies führte zu dem auf den ersten Blick eigenartigen Aufbau, doch mit dieser **Darstellung**  stehen chemisch ähnliche Elemente im **Periodensystem** untereinander.



Mendelejew, D. I.

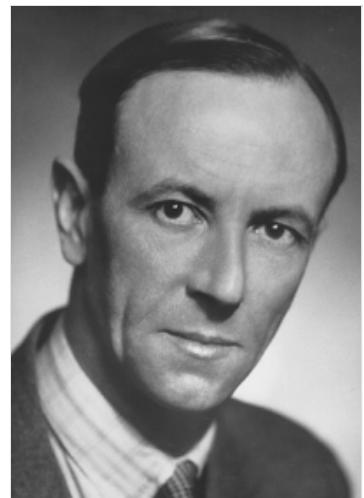
Bild 2.11: Dimitrij Ivanovic Mendelejew

Bald nach der Entdeckung des Protons wurde ein weiteres Elementarteilchen, das sich im Kern befindet, postuliert, das **Neutron**. Es vergingen allerdings Jahre bis es schliesslich nachgewiesen werden konnte. Die Ehre gebührt dem englischen Physiker **Sir James Chadwick**, dem es gelang das Neutron 1932 nachzuweisen. **Chadwick** 

Sir James Chadwick wurde 1935 mit dem Nobelpreis für Physik geehrt. Die Masse des Neutrons ist vergleichbar mit der Masse des Protons: (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)

$$m(n) = 1.67495 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \text{ oder } 1.008665 \text{ u}$$

Die beiden Elementarteilchen Proton und Neutron sind die einzigen, die sich in einem Atomkern befinden. Sie machen damit die Masse eines Atomkerns, ja sogar des ganzen Atoms aus. Wie Rutherford richtig vorhergesagt hatte, sind die weiteren Bestandteile eines



Chadwick, J.

Bild 2.12: Sir James Chadwick

Atoms nahezu masselos. Die Anzahl der Kernteilchen (Nukleonen) eines Atoms wird durch die [Massenzahl](#) ausgedrückt. Sie wird nach Konvention dem Elementsymbol vor- und hochgestellt. [Die Massenzahl](#) ist nichts anderes als die Summe der Anzahl Protonen und Neutronen eines Atomkerns.

Hier einige Beispiele:

- | | |
|-------------------|---|
| ¹⁶ O | Das Element Sauerstoff vereinigt in seinem Kern 8 Protonen (Ordnungszahl 8) und 8 Neutronen |
| ¹⁹⁷ Au | Das Element Gold vereinigt in seinem Kern 79 Protonen (Ordnungszahl 79) und 118 Neutronen |
| ¹⁹ F | Das Element Fluor vereinigt in seinem Kern 9 Protonen (Ordnungszahl 9) und 10 Neutronen |

Tabelle 2.2: Anzahl der Nukleonen

Die Massenzahl ist immer eine ganze Zahl ohne Dezimalstellen. Es ist unmöglich, Elementarteilchen zu halbieren oder sie in kleinere Bruchstücke aufzuteilen. Ein Blick auf das Periodensystem verrät nun aber, dass einige Elemente Massen aufweisen, die keineswegs ganzzahlig sind. So steht z. B. beim Element Silber (₄₇Ag) eine Masse von 107.868 u beim Element Quecksilber (₈₀Hg) eine Masse von 200.59 u. Diese Zahlen sind auf jeden Fall korrekt, es sind nämlich die **Massen** der jeweiligen Elemente nicht ihre **Massenzahlen**. Jedes Element besitzt in seinem Kern eine ganz genau definierte Anzahl von Protonen, welche das Element selber bestimmt. Die Anzahl der Neutronen darf hingegen innerhalb bestimmter Grenzen durchaus variieren. So existieren Quecksilberatome mit 120 Neutronen, aber auch solche mit 121 oder 122 Neutronen. Alles sind Quecksilberatome mit 80 Protonen, sie sind einfach aufgrund ihrer unterschiedlichen Anzahl Neutronen verschieden schwer, nämlich 200 u, 201 u resp. 202 u. Die Atome eines Elements, welche eine unterschiedliche Anzahl an Neutronen aufweisen nennt man **Isotope**. Man spricht von den Isotopen 200, 201 resp. 202 des Quecksilbers. In der Natur findet man die einzelnen Isotope eines Elements mit verschiedener Häufigkeit. Die Masse eines Elements ergibt sich als Durchschnitt der prozentualen natürlichen Häufigkeit und der entsprechenden Masse der vorliegenden Isotope.

Beispiel:

Das Element Bor (₅B) liegt in der Natur zu 19.6 % als Isotop ¹⁰B und zu 80.4 % als Isotop ¹¹B vor. Die durchschnittliche Masse eines Boratoms beträgt somit:

$$0.196 \times 10 \text{ u} + 0.804 \times 11 \text{ u} = \mathbf{10.8 \text{ u}}$$

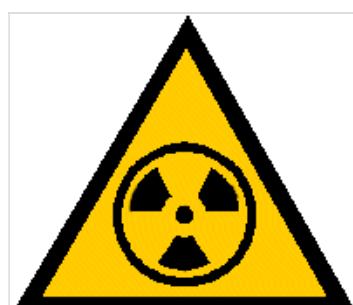
Anmerkung: Zur genauen Berechnung müssen die exakten Massen der Isotope eingesetzt werden. Sie betragen (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983) $m(^{10}\text{B}) = 10.0129 \text{ u}$ $m(^{11}\text{B}) = 11.00931 \text{ u}$

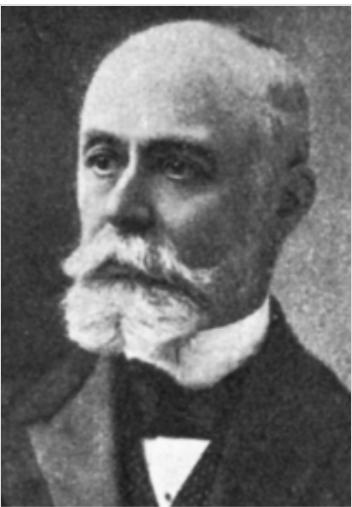
Das Element Chlor (₁₇Cl) liegt in der Natur zu 75.8 % als Isotop ³⁵Cl und zu 24.2 % als Isotop ³⁷Cl vor. Die durchschnittliche Masse eines Chloratoms beträgt somit:

$$0.758 \times 35 \text{ u} + 0.242 \times 37 \text{ u} = \mathbf{35.5 \text{ u}}$$

Anmerkung: Zur genauen Berechnung müssen die exakten Massen der Isotope eingesetzt werden. Sie betragen (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983). $m(^{35}\text{Cl}) = 34.96885 \text{ u}$ $m(^{37}\text{Cl}) = 36.9659 \text{ u}$

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der [Übungsaufgaben](#)





Becquerel, H.

Bild 2.15: Antoine Henri Becquerel



Curie, M.

Bild 2.16: Marie Curie

Versuche auf diesem Gebiet durch und auch sie, [Marie Curie](#) wurde für ihre Arbeiten mit dem Nobelpreis geehrt. Als eine von ganz wenigen Wissenschaftlern erhielt [Marie Curie](#) den Nobelpreis gar zweimal - 1903 für Physik und [1911 für Chemie](#)

Instabile Kerne, welche zerfallen, tun dies nicht willkürlich, sondern sie befolgen bestimmte Gesetzmäßigkeiten: Es sind die drei klassischen Arten der radioaktiven Strahlung:

α - Strahlung: [Aussendung](#) eines ${}^4_2\text{He}$ -Kerns (α -Teilchen) aus dem instabilen Kern. Es wird ein ganzes Paket, 2 Protonen und 2 Neutronen, gleichzeitig aus dem Kern gesandt

Beispiel: ${}^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow {}^{206}_{82}\text{Pb} + {}^4_2\text{He}$

β -Strahlung: [Umwandlung](#) eines Neutrons in ein Proton und ein Elektron. Das Elektron entsteht direkt im Kern und wird sogleich emittiert (ausgesandt). Es entsteht zusätzlich ein Neutrino.

Beispiel: ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + e^-$

γ -Strahlung: Aussendung hochenergetischer Strahlung (γ -Quanten, harte Röntgenstrahlung) aus dem instabilen Kern. Die γ -Strahlung ist meist Begleitstrahlung und verändert weder die Massen- noch die Ordnungszahl.

Tabelle 2.3: Radioaktive Strahlung

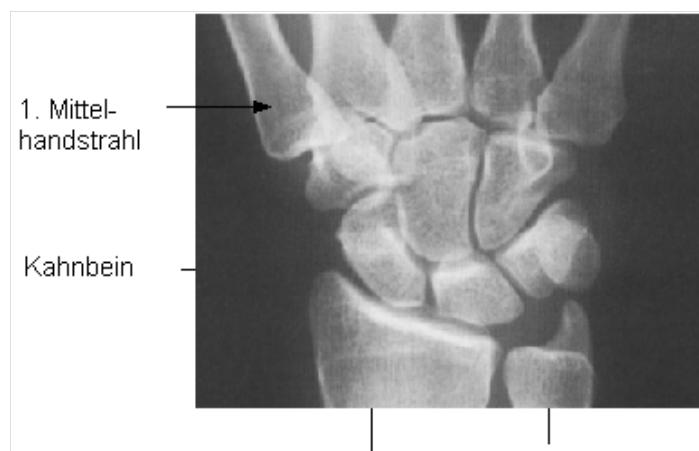
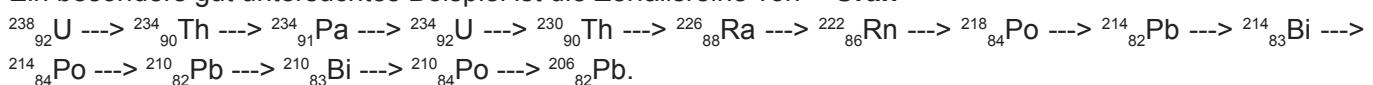


Bild 2.17: Ein Röntgenbild

Welches Isotop nach welchen Gesetzmäßigkeiten zerfällt, ist für Fachleute vorhersagbar. Die Isotope schwerer Elemente zerfallen meist in α -, diejenigen leichterer Elemente in β -Zerfällen. Die Materie ist also selbst einem Wechsel, einer Verwandlung unterzogen und durch diese natürlichen und spontanen Prozesse wandeln sich die Elemente in andere um. So erklärt sich das Vorhandensein eines Teils der heute bekannten

Elemente.

Ein besonders gut untersuchtes Beispiel ist die Zerfallsreihe von $^{238}\text{Uran}$



Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der [Übungsaufgaben](#)

Im Zusammenhang mit [Radioaktivität](#) - einem Schreckenswort im Alltag - sind einige Faktoren von Bedeutung, um das Gefahrenpotenzial, das von radioaktivem Material ausgeht, abschätzen zu können.

1. Die Art der Strahlung

Die verschiedenen Strahlungsarten haben eine unterschiedliche Reichweite: Während schwere α -Teilchen im Vakuum nur einige Zentimeter weit vordringen, fliegen β -Teilchen bereits wenige Meter und γ -Teilchen, als masselose Teilchen mehrere Kilometer weit.

Genauso unterschiedlich wie ihre Reichweite ist auch das Eindringvermögen in einen menschlichen Körper. Während α -Teilchen an der obersten Hautschicht eines Menschen abprallen, dringen β -Teilchen bereits in oberste Hautschichten ein und γ -Teilchen durchdringen einen Körper. Sie werden von den Knochen absorbiert (Röntgenbilder), können im Gewebe aber erheblichen Schaden anrichten. Obwohl α -Teilchen nicht durch die Haut in einen Körper dringen können, ist ihr Gefahrenpotenzial enorm. α -Teilchen haben einen 20-mal schädlicheren biologischen Effekt als β - oder γ -Strahlen. Das bedeutet, dass α -Strahlung, welche im Innern eines Körpers aktiv ist, das Gewebe bedeutend stärker schädigt als die anderen Strahlungsarten bei vergleichbarer Strahlendosis.



[Bild 2.18: Reichweite radioaktiver Strahlung](#)

2. Die Aktivitätsmenge

Die Aktivitätsmenge beschreibt die Anzahl der Ereignisse pro Zeiteinheit. Eine alte Einheit ist das Becquerel, sie beschreibt die Anzahl Zerfälle pro Sekunde.

1 Bq heißt 1 Zerfall pro Sekunde

Besonders bei hochaktiven Isotopen wird das Curie verwendet.

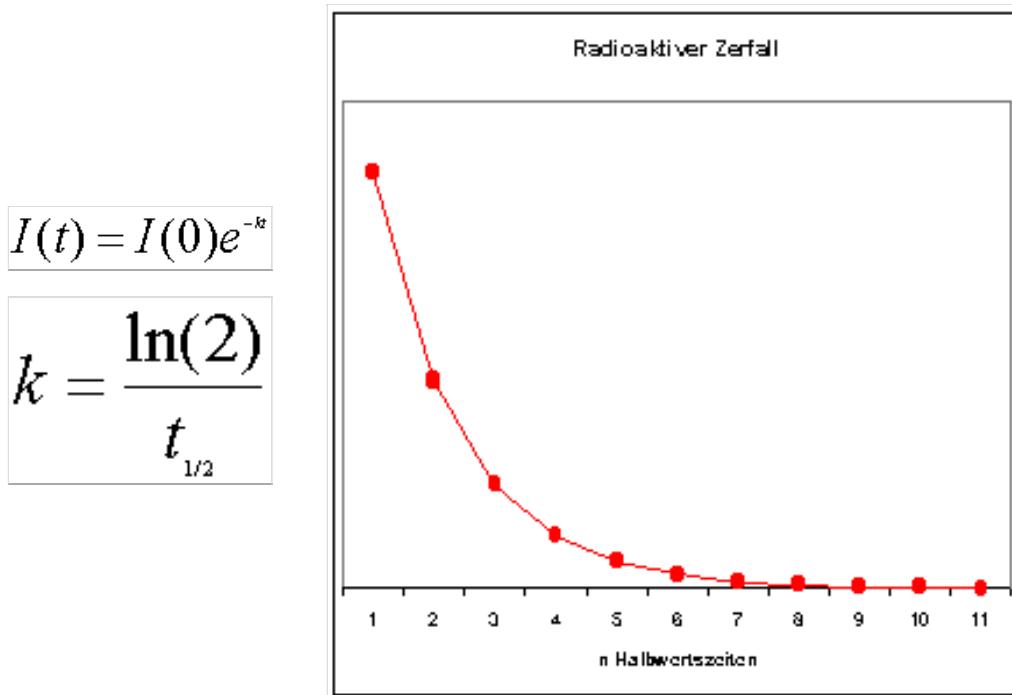
1 Ci entspricht der Aktivität von 1 g Radium, oder

1 Ci entspricht 3.7×10^{10} Bq .

3. Die Strahlungsdauer

Ein Mass dafür, wie lange ein Isotop braucht, bis es zerfallen ist, ist die [Halbwertszeit](#) $t_{1/2}$. Sie definiert die Zeitdauer, die verstreicht, bis die Hälfte der zerfallenden Isotope sich in

andere Isotope umgewandelt hat. Die Grafik, in der die Strahlungsmenge gegen die Zeit aufgetragen wird, zeigt den exponentiellen Zusammenhang zwischen Strahlungsmenge und Zeitdauer der Exposition:



Dabei ist I die Strahlungsmenge und t die Zeit. Halbwertszeiten sind Stoffkonstanten, Parameter eines Isotops. Anschliessend ist eine kleine Auswahl von Halbwertszeiten.

$^{238}_{92}\text{U}$ $t_{1/2}$ 4.9×10^9 Jahre

$^{210}_{84}\text{Po}$ $t_{1/2}$ 138 Tage

$^{257}_{103}\text{Lw}$ $t_{1/2}$ 8 Sekunden

$^{14}_{6}\text{C}$ $t_{1/2}$ 5730 Jahre

Tabelle 2.5: Einige Halbwertszeiten

4. Die Energiedosis

Die Energiedosis ist der Parameter, welcher das schädigende Potenzial der Strahlung am besten beschreibt. Die heute verwendete Einheit ist Gray (Gy).

1 Gray entspricht einer Energieaufnahme von 1 J/kg.

5. Die Aequivalentdosis

Die Aequivalentdosis ist nach Strahlungsart gewichtet. Sie wird gemessen in Sievert (Sv), früher in rem ("roentgen equivalent men").

1 SV = 1 J/kg = 100 rem.

Der Wichtungsfaktor für die Art der Strahlung ist

$\beta = \gamma = 1$

$\alpha = 20$

neutronen 5 - 20 (je nach Strahlung)

6. Die effektive Dosis

Die effektive Dosis berücksichtigt die organabhängigen Schädigungen. Den verschiedenen Organen werden Wichtungsfaktoren zugeordnet, so hat z. B. die Schilddrüse den Faktor 0.03.

Organabhängige Wirkung:

Organ	Wichtungsfaktor
Keimdrüsen	0.25
Brust	0.15
Knochenmark	0.12
Lunge	0.03
Schilddrüse	0.03
Knochenoberfläche	0.03
übrige Organe und Gewebe	0.30
Summe aller Organe	1

Tabelle 2.6: Wichtungsfaktoren radioaktiver Strahlung

Der Faktor wird mit der Energiedosis multipliziert, woraus die effektive Strahlenbelastung resultiert. Welche Schäden durch radioaktive Strahlung entstehen können ist nachfolgend aufgeführt (Quelle: H. Michaelis, Kernenergie, dtv 1977 und U. Frick, Nagra, 2001):

0 - 0.5 Sv	keine Wirkung; geringfügige Blutbildveränderung
0.8 - 1.2 Sv	5 - 10 % der Exponierten leiden ca. 1 Tag unter Erbrechen Müdigkeit Übelkeit
1.3 - 1.7 Sv	25 % der Exponierten leiden unter Übelkeit und Erbrechen
1.8 - 2.6 Sv	25 % der Exponierten leiden unter Übelkeit und Erbrechen einzelne Todesfälle möglich
2.7 - 3.3 Sv	bei allen Exponierten Erbrechen und Übelkeit etwa 20% Todesfälle innerhalb von 2 bis 6 Wochen nach der Exposition. Etwa 3 Monate Rekonvaleszenz der Überlebenden.
4.0 - 5.0 Sv	bei allen Exponierten Erbrechen und Übelkeit etwa 20% Todesfälle innerhalb von 2 bis 6 Wochen nach der Exposition. Etwa 3 Monate Rekonvaleszenz der Überlebenden.
5.5 - 7.5 Sv	bei allen Exponierten Erbrechen und Übelkeit innerhalb 4 Stunden. Fast 100% Todesfälle wenige Überlebende mit Rekonvaleszenzzeiten von 6 Monaten

Tabelle 2.7: Schädigung durch radioaktive Strahlung

Die natürliche Radioaktivität hat aber nicht nur ihre schlechten, sondern auch ihre guten Seiten. Mit Hilfe radioaktiver Stoffe können wissenschaftliche Experimente durchgeführt werden:

- Radioaktive Stoffe dienen als Tracer bei medizinischen Untersuchungen.
- Die Radiocarbonmethode (^{14}C) dient der Altersbestimmung fossiler Gegenstände.

Die Kernspaltung

Neben der natürlichen Radioaktivität wird sehr oft auch im Zusammenhang mit der friedlichen oder militärischen Energiegewinnung der Begriff Radioaktivität genannt, obwohl es sich dabei primär um andere Prozesse handelt nämlich um Kernspaltungsprozesse. Bei der Kernspaltung wird ein spaltbarer Kern mit Neutronen beschossen, worauf er in zwei grosse Bruchstücke zerfällt, weitere Neutronen aussendet und sehr viel Energie abgibt.





Hiroshima, Japan - 1945

Bild 2.22: Hiroshima 1945

Anders als beim radioaktiven Zerfall entstehen bei der [Kernspaltung](#) zwei relativ grosse Tochterkerne und daneben Neutronen, welche erneut Kerne spalten können. In dieser Weise entsteht eine lawinenartige [Kettenreaktion](#) die bewusst aufrechterhalten wird bei einer [Atombombe](#), bzw. bewusst gebremst wird in einem Atomkraftwerk. Die freigesetzte Energie ist zum grossen Teil Wärme und kann in einem Atomkraftwerk eine Dampfturbine betreiben. In der eben beschriebenen Weise können allerdings nur wenige Isotope reagieren, die meisten Isotope lassen sich gar nicht spalten oder erzeugen zu wenig Energie. Damit genügend spaltbares Material auf kleinem Raum vorhanden ist und die Kettenreaktion erhalten werden kann, muss das spaltbare Ausgangsmaterial [angereichert](#) werden. Ein Brennstab wie er in einem Atomkraftwerk verwendet wird, enthält ca. zu 5% spaltbare Isotope (^{235}U), der Rest besteht aus anderen Isotopen welche allerdings meist selbst radioaktiv sind (Uranerz). Aus diesem Grund sind Brennstäbe sowohl vor wie auch nach Gebrauch stark radioaktiv. Beim Abwurf einer Atombombe oder auch bei einem Reaktorunfall, wie er sich 1986 in Chernobyl ereignete, besteht unmittelbare Gefahr wenn man sich in der Ereigniszone aufhält. Allerdings können auch weit entfernt (damals auch in der Schweiz) Folgen auftreten, die z. B. auf die Isotope

^{131}I	β -Strahler	Halbwertszeit 8 Tage
^{137}Cs	β -Strahler	Halbwertszeit 30.3 Jahre

Tabelle 2.8: Gefährliche radioaktive Isotope

zurückzuführen sind. Diese beiden Isotope sind darum so gefährlich, weil sie inkorporiert (in den Organismus eingebaut) werden. Iod wird in der Schilddrüse, Cäsium in Knochen eingelagert und verweilt dadurch lange Zeit im Körper.

2.3 Die Elektronenhülle

Das Elementarteilchen, welches aufgrund seiner Eigenschaften am einfachsten nachzuweisen ist, befindet sich nicht im Kern eines Atoms, sondern in seiner Hülle. Sir Joseph John Thompson wurde 1897 auf dieses Elementarteilchen aufmerksam. Es bekam den Namen [Elektron](#), da es elektrisch geladen ist. Der Name "Elektron" entstammt dem griechischen Wort "elektron" für "bernsteinartig". Bernstein ist mineralisiertes Harz, welches sich durch Reiben mit einem Wolllappen leicht elektrisch aufladen lässt. Bernstein wird heute vor allem als Schmuckstein verwendet, es werden ihm auch schmerzmildernde Eigenschaften nachgesagt. Wie Sir Ernest Rutherford vorausgesagt hatte, besitzt das Elektron eine sehr kleine Masse. (Quelle: Handbook of Chemistry and Physics 63rd Edition 1983)

$$m(e^-) = 9.1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0.000548580 \text{ u}$$

Die Masse des Elektrons ist damit rund 1800 mal kleiner als die Masse eines Protons bzw. Neutrons. Die Ladung, die ein Elektron trägt, ist der kleinste Ladungsbetrag, den man bis zu diesem Zeitpunkt entdeckt hatte. Dieser Ladungsbetrag wird deshalb Elementarladung (e_0) genannt.

$$e_0 = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Die Einheit der Ladung ist Coulomb (C), benannt nach Charles Augustin de Coulomb 

Coulomb, Ch. de

Bild 2.23: Charles Augustin de Coulomb

Protonen sind ebenfalls Ladungsträger. Sie besitzen denselben Ladungsbetrag wie die Elektronen, allerdings mit anderem Vorzeichen. Neutronen sind elektrisch neutral.

Ladung des Protons + $1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Ladung des Elektrons - $1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Tabelle 2.9: Ladungen von Elementarteilchen

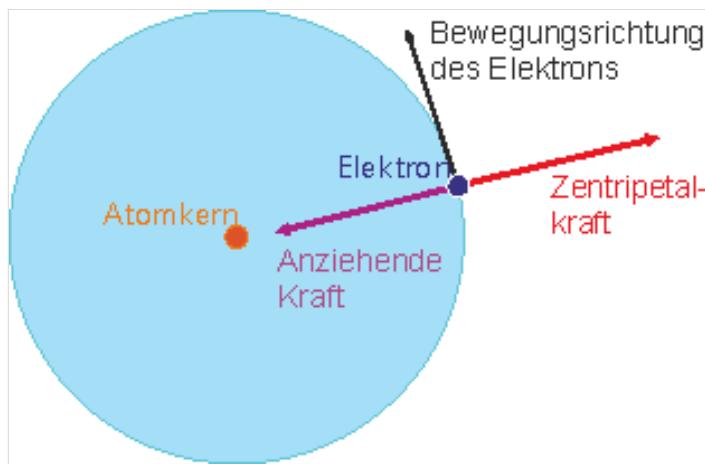


Bild 2.24: Kräfte in einem Atom

Die Elektronen eines Atoms sind stets in Bewegung. Sie kreisen um den Kern. Damit ein Elektron seine Bahn nicht verlässt, weder sich vom Kern entfernt noch auf ihn einstürzt muss ein Kräftegleichgewicht zwischen anziehenden und auseinandertreibenden Kräften herrschen. Die Kraft, die ein Elektron auf seiner Bahn nach aussen treibt ist die Fliehkraft wie sie überall in nicht geradlinigen Bewegungen wirkt. Die Kräfte, welche das Elektron am Kern halten, können aus den Massenunterschieden zwischen Protonen und Elektronen (Gravitationskraft) oder den unterschiedlichen Ladungen von Protonen und Elektronen (elektrostatische Kraft) wirken. Unterschiedlich geladene Körper ziehen sich an.

Ein Vergleich der Gravitationskraft mit der elektrostatischen Kraft (Coulombkraft), die ein einzelnes Proton auf ein einzelnes Elektron im Abstand r ausübt, kann mit den Formeln zur Berechnung der Kräfte gezogen werden:

Formel zur Berechnung der elektrostatischen Kraft:

$$F_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Q_1 Q_2}{r^2}$$

Bild 2.25: Formel der elektrostatischen Kraft

Formel zur Berechnung der Gravitationskraft:

$$F_G = G \frac{m_1 m_2}{r^2}$$

Bild 2.26: Formel der Gravitationskraft

Dabei sind

ϵ_0	$8.854 \times 10^{-12} \text{ C}^2/\text{Jm}$	elektrische Feldkonstante
ϵ	1	elektrische Feldkonstante im Vakuum
Q_1, Q_2		Ladungen der Körper
G	$6.67 \times 10^{-11} \text{ Nm}^2/\text{kg}^2$	Gravitationskonstante
m_1, m_2		Massen der Körper
r		Abstand der Körper

Tabelle 2.10: Daten zu den Formeln

Setzt man nun die effektiven Größen

- $Q_1 = + 1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- $Q_2 = - 1.60219 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- $m_1 = 1.67265 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- $r = 5.29 \times 10^{-11} \text{ m}$

in diese Gleichungen ein, lassen sich die resultierenden Kräfte berechnen:

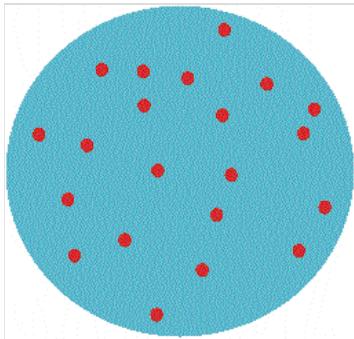
$$\text{Gravitationskraft } F_G = 3.6 \times 10^{-47} \text{ N}$$

$$\text{Coulombkraft } F_C = 8.2 \times 10^{-8} \text{ N}$$

Tabelle 2.11: Kräftevergleich

Der Vergleich der beiden Kräfte zeigt, dass die Anziehung der Elektronen durch den Kern **rein elektrostatischer Natur** ist. Gravitationskräfte spielen in atomaren Größen überhaupt keine Rolle!

Elektronen sind stets in Bewegung. Wie sich die Elektronen allerdings bewegen, war einige Zeit unklar. Man glaubte eine kurze Zeit an eine willkürliche Verteilung der Elektronen in der Hülle, etwa so wie Rosinen in einem Rosinenkuchen verteilt sind. Entsprechend wurde dieses erste Modell "Rosinenkuchenmodell" genannt. Es konnte sich allerdings nicht lange in einer wissbegierigen wissenschaftlichen Welt halten. Neue Experimente führten zwangsläufig zu weiteren Erkenntnissen: Man bestimmte die Energie, die notwendig ist, um einem neutralen Atom ein Elektron zu entreißen, die Ionisierungsenergie. Die Resultate sind in der nachfolgenden Tabelle (die 1. Ionisierungsenergien der ersten 20 Elemente des Periodensystems) aufgeführt (Die Einheit der Energie ist angegeben in Elektronvolt (eV). 1 eV entspricht 96.485 kJ/mol).



Rosinenkuchenmodell

Bild 2.27: Das Rosinenkuchenmodell

Element	1. Ionisierungsenergie	Element	1. Ionisierungsenergie
Wasserstoff	13.598	Natrium	5.136
Helium	24.587	Magnesium	7.646
Lithium	5.392	Aluminium	5.986
Beryllium	9.322	Silizium	8.151
Bor	8.298	Phosphor	10.486
Kohlenstoff	11.26	Schwefel	10.36
Stickstoff	14.534	Chlor	12.967
Sauerstoff	13.618	Argon	15.759
Fluor	17.422	Kalium	4.341
Neon	21.564	Calcium	6.113

Tabelle 2.12: Ionisierungsenergien

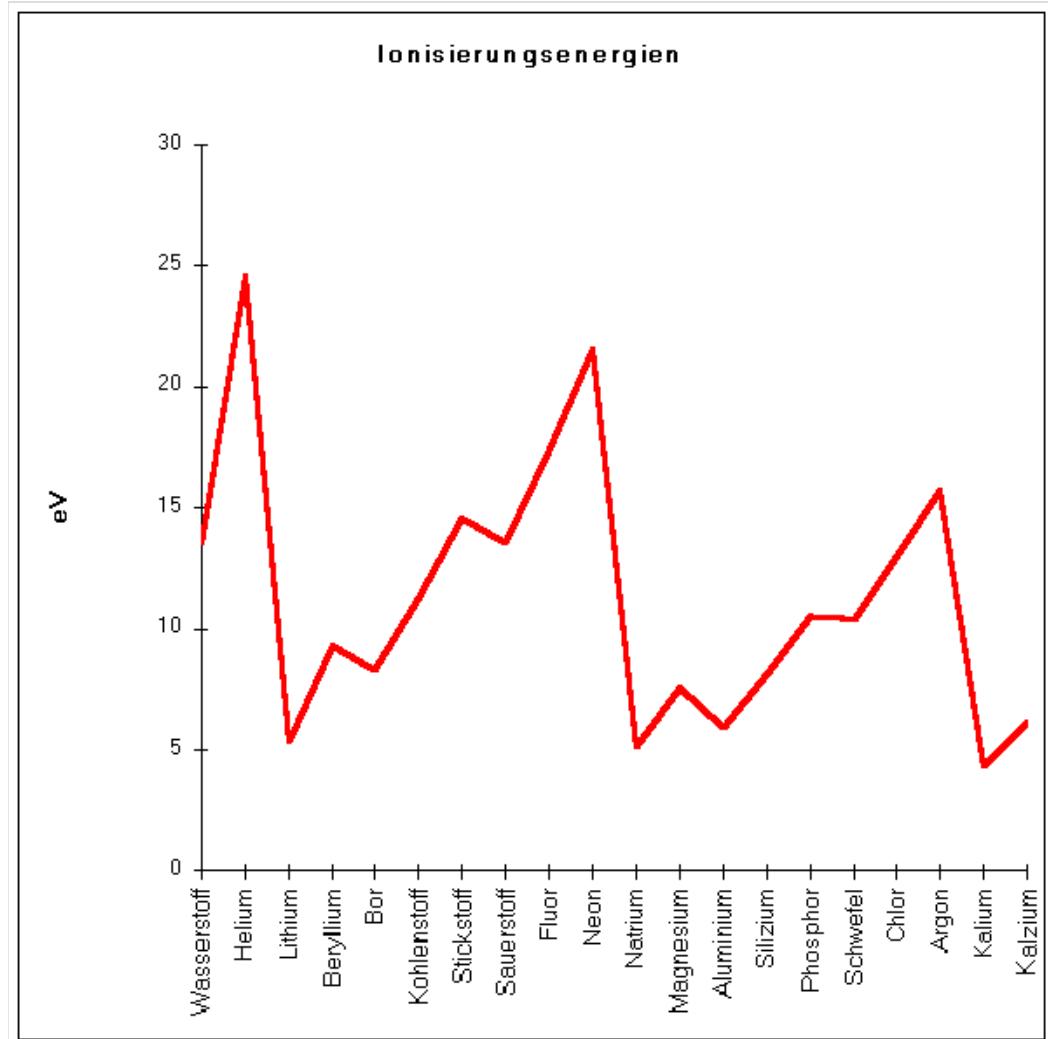


Bild 2.28: Ionisierungsenergien

Diese Daten sprechen gegen das Rosinenkuchenmodell. Da sich periodisch wiederkehrende Muster in der Graphik abzeichnen, können die Elektronen in einem Atom auf keinen Fall willkürlich verteilt sein. Es müssen vielmehr ganz bestimmte Muster und Gesetzmäßigkeiten vorliegen, nach denen sich die Elektronen um den Kern scharen. Die Elektronenhülle muss strukturiert sein.

Wünschen Sie mehr Information? (Quelle: R. Lemke, Praxis der Naturwissenschaften - Chemie, 8/48, S. 39, (1999))

- Die 1. Ionisierungsenergie der ersten 100 Elemente [\[1\]](#).
- Die Ionisierungsenergien von Beryllium [\[2\]](#)
- Die Ionisierungsenergien von Bor [\[3\]](#)
- Die Ionisierungsenergien von Kohlenstoff [\[4\]](#)
- Die Ionisierungsenergien von Stickstoff [\[5\]](#)
- Die Ionisierungsenergien von Fluor [\[6\]](#)
- Die Ionisierungsenergien von Neon [\[7\]](#)

Der dänische Physiker Niels Bohr interpretierte die Ergebnisse als Erster, und sie führten ihn dazu, ein neues Atommodell zu entwickeln. Das Bohr'sche Atommodell ähnelt unserem Planetensystem mit der Sonne als Zentralgestirn und rotierenden Planeten sehr stark. Die Elektronen bewegen sich dabei, den Planeten ähnlich, in Bahnen um den Kern. Die Berechnungen Bohr's ergaben, dass sich Elektronen nur auf ganz bestimmten Bahnen bewegen dürfen, die er auch sehr genau berechnete. Der Raum zwischen den Bahnen ist als Aufenthaltsort für die Elektronen verboten. Das neue Modell war sensationell! Nun konnten plötzlich auch neuere Forschungsergebnisse wie z. B. die von Johann Jacob Balmer und Theodore Lyman entdeckten Linienspektren des Wasserstoffatoms erklärt werden. Niels Bohr erhielt für seine wissenschaftlichen Arbeiten 1922 den Nobelpreis für Physik.

In seinem Atommodell verwendete Bohr die Begriffe "**Schale**" und "**Bahn**". Eine Bahn beschreibt die Kurve



Bohr, N.

Bild 2.36: Niels Bohr

Die erste Schale bietet Platz für 2 Elektronen	K - Schale
Die zweite Schale bietet Platz für 8 Elektronen	L - Schale
Die dritte Schale bietet Platz für 18 Elektronen	M - Schale
Die vierte Schale bietet Platz für 32 Elektronen	N - Schale

Tabelle 2.13: Schalen im Bohr'schen Atommodell

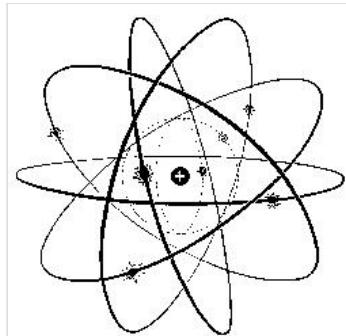


Bild 2.37: Bohr'sche Vorstellung eines Atoms

Niels Bohr erkannte bereits, dass die Elektronenbahnen nicht nur anschauliche Gebilde sind, sondern auch energetische Zustände der Elektronen darstellen. Der Grund weshalb sich ein Elektron auf einer bestimmten Bahn befindet, ist demzufolge mit der Energie des Atoms bzw. des Elektrons verknüpft. Wechselt ein Elektron auf eine andere Bahn, so hat dies immer eine Energieaufnahme oder -abgabe zur Folge.

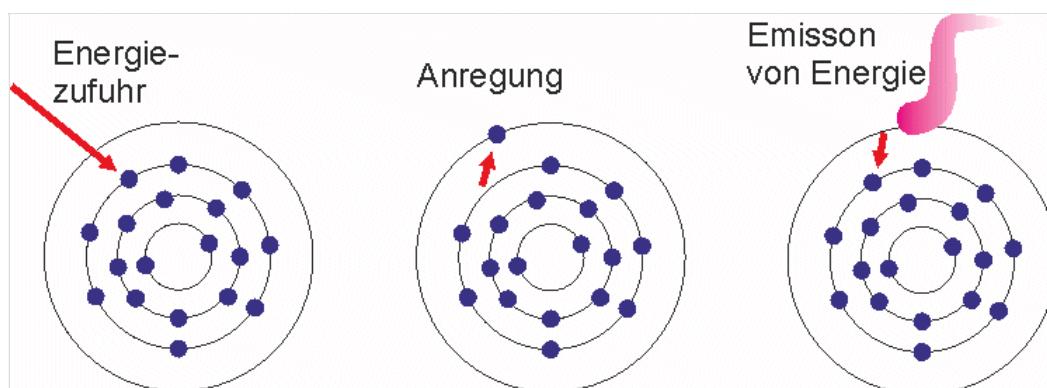


Bild 2.38: Energien in einem Atom

So anschaulich das Bohr'sche Atommodell war, auch damit konnten nicht alle Phänomene erklärt werden. Insbesondere war unklar, weshalb die Elektronen nicht einfach auf den Kern einstürzten. Bei ihrer Bewegung um den Kern müssten sie

eigentlich Energie abstrahlen, dadurch langsamer werden und schliesslich abstürzen. Das geschah aber nicht. Erst die sich in Entwicklung befindende Relativitätstheorie und die Quantenmechanik konnten das Modell weiter verfeinern.

Anfangs des 20. Jahrhunderts fand in der wissenschaftlichen Welt ein Umbruch statt. Es entwickelten sich zwei grundlegend neue Theorien, die **Relativitätstheorie** und die **Quantenmechanik**, welche die klassische Physik ergänzten. Die von Isaac Newton im 17. Jahrhundert entwickelte klassische Physik reichte nicht aus, um Elektronen und Atome befriedigend zu beschreiben. Die neuen Theorien sind für den Alltag zwar meist untauglich, doch für extreme Situationen, wie sie z. B. in Atomen herrschen, bieten sie eine ideale Grundlage um die Situation zu beschreiben.

In den ersten Jahren des 20. Jahrhunderts entbrannte ein Streit über das Phänomen Licht. Nach der klassischen Physik wird Licht als **Welle** beschrieben, die sich beugen und brechen lässt. Die neuen Theorien erlaubten nun auch Licht als einen Strahl partikelähnlicher Teilchen, den **Photonen**, zu beschreiben. Beide Auffassungen haben, wie sich zeigen sollte, ihre Richtigkeit, der Begriff **Dualität** prägte dieses eigenartige Verhalten.

Der französische Wissenschaftler **Prinz Louis-Victor de Broglie** wandte die Welle/Partikel-Dualität auch auf Atome an. Im Jahr 1924 postulierte **de Broglie** den Wellencharakter resp. die Dualität von Elektronen. Dieses Verhalten konnte durch ein Experiment von Clinton Joseph Davisson und Lester Halbert Germer wenig später bestätigt werden: Elektronen, die an einem Kristall reflektiert werden, erzeugen Muster, die eigentlich nur von Wellen erzeugt werden. Damit war der Grundstein für ein neues Atommodell gelegt.

De Broglie erhielt für seine Arbeiten 1929 den Nobelpreis für Physik.



Broglie, L. V.

Bild 2.39: Prinz Louis-Victor de Broglie



Schrödinger, E.

Bild 2.40: Erwin Schrödinger

Einen wesentlichen Beitrag zu diesem neuen Atommodell lieferte der deutsche Physiker **Erwin Schrödinger**. Er griff das Gedankengut von de Broglie auf und fasste es in einer einfach aussehenden, aber hochkomplizierten Form und Formel zusammen. **Erwin Schrödinger** wurde berühmt für die Formulierung der Schrödinger-Gleichung. Darin berechnete er die Wellenlängen und Wellenfunktionen der Elektronen und beschrieb Atome erstmals durch mathematische Gleichungen:

$$E \Psi = H \Psi$$

Erwin Schrödinger wurde für seine Arbeiten 1933 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet.

Einen weiteren Beitrag zum neuen Atommodell lieferte der deutsche Physiker **Werner Heisenberg**. In seiner als "Unschärferelation" bekannten Abhandlung von 1927 führte er aus, dass es unmöglich ist, für kleine und sich schnell bewegende Teilchen gleichzeitig sowohl die Geschwindigkeit (eigentlich den Impuls) als auch ihren Ort genau zu bestimmen. Dies war aber mit dem alten, dem Bohr'schen Atommodell, das klassisch gerechnet wurde möglich. Der folgerichtige Schluss von **Heisenberg** dass einem Elektron nicht eine vorgegebene Bahn zugeordnet wird auf der es sich bewegt, sondern ein Raum, in dem es sich mit einer Wahrscheinlichkeit von z. B. 95 % aufhält. Damit ist weder die Geschwindigkeit noch der genaue Ort des Elektrons bestimmt. Räume, in denen sich die Elektronen aufhalten heißen Orbitale. Sie sind verknüpft mit den von Schrödinger entwickelten Wellenfunktionen der Elektronen. Werner Heisenberg erhielt 1932 den



Nobelpreis für Physik.

Heisenberg, W.

Bild 2.41: Werner Heisenberg

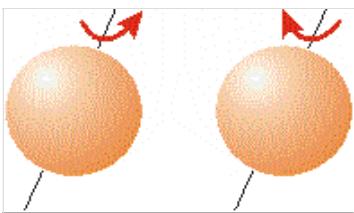


Bild 2.43: Elektronenspin

Orbitale sind geometrische Räume, in welchen sich Elektronen aufhalten. Der Physiker **Wolfgang Pauli** definierte eine Eigenschaft des Elektrons, die mit der klassischen Physik undenkbar gewesen wäre, den **Elektronenspin**. Beim **Spin** handelt es sich um einen Eigendrehimpuls des Elektrons, eine Rotation um die eigene Achse. Nach den

Überlegungen Pauli's existieren 2 Arten von Elektronen. Sie unterscheiden sich im Drehsinn der Eigenrotation, des Spins.

Aus theoretischen Gründen drängte sich das Spinverbot auf, welches auch als "Pauli-Prinzip" beschrieben wird:

Zwei Elektronen, die sich im gleichen Orbital aufhalten, müssen entgegengesetzten Spin aufweisen. Für seine Arbeiten auf dem Gebiet der theoretischen Physik erhielt **Pauli** 1945 den Nobelpreis.

Damit können sich in einem Orbital maximal 2 Elektronen aufhalten.

Ein **Orbital** ist ein Raum, der für maximal 2 Elektronen Platz bietet.



Pauli, W.

Bild 2.42: Wolfgang Pauli

Am grundlegenden Schalenaufbau des Atoms, den bereits Niels Bohr postulierte, hat sich mit der neuen Theorie nichts geändert. Die Bohr'schen Bahnen wurden durch Räume, Orbitale, ersetzt. Waren im Bohr'schen Atommodell pro Schale mehrere Bahnen möglich, so sind nun pro Schale mehrere Orbitale möglich. Aufgrund ihrer Geometrie und ihres Aufbaus unterscheidet man grundsätzlich 4 verschiedene Typen von Orbitalen:

- Die **s - Orbitale** sind kugelförmig. Sie sind pro Schale maximal einmal vertreten.
 - Die **p - Orbitale** haben die Form von "Doppelkegeln". Sie sind pro Schale maximal dreimal vertreten.
 - Die **d - Orbitale** haben z. T. die Form von vierblättrigen Kleeblättern. Sie sind pro Schale maximal fünfmal vertreten.
 - Die **f - Orbitale** haben ähnliche Formen wie die d - Orbitale. Sie sind pro Schale maximal siebenmal vertreten.
-
- Die erste Schale enthält genau 1 s - Orbital.
 - Die zweite Schale enthält genau 1 s - Orbital und 3 p-Orbitale.
 - Die dritte Schale enthält genau 1 s - Orbital 3 p - Orbitale und 5 d-Orbitale
 - Die vierte Schale enthält genau 1 s - Orbital 3 p - Orbital 5 d - Orbital und 7 f - Orbitale.

Animierte Orbitale

[Animiertes p - Orbital](#)

[Animiertes d\(z²\) - Orbital](#)

[Animiertes d\(xz\) - Orbital](#)

[Animiertes f\(y³-3yx²\) - Orbital](#)

[Animiertes f\(xyz\) - Orbital](#)

[Animiertes f\(5yz²-yr²\) - Orbital](#)

[Animiertes f\(5z³-3z²\) - Orbital](#)

[Animiertes f\(zx²-zy²\) - Orbital](#)

Da die Orbitale genau wie die Bohr'schen Bahnen Energieniveaus darstellen, gibt es ein ganz einfaches Prinzip, wie Elektronen die Orbitale besetzen. Grundsätzlich werden die Schalen von tieferer nach höherer Energie besetzt. Das erste Elektron, welches zu einem Atom gehört belegt also das energetisch tiefste Niveau, das s - Orbital der 1. Schale. Man schreibt:

1 s¹

Dabei bedeutet die erste Ziffer die Nummer der Schale der Buchstabe s die Art des Orbitals und die hochgestellte Ziffer 1 die Belegung des Orbitals.

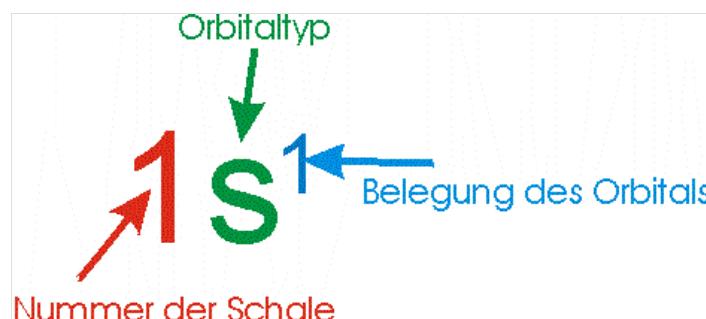


Bild 2.48: Die Schreibweise der Elektronenkonfiguration

Das zweite Elektron findet ebenfalls Platz in diesem Orbital, also schreibt man

1 s² für die [Elektronenkonfiguration](#) des Elements mit 2 Elektronen, dem Helium (He).



Hund

Bild 2.49: Friedrich Hund

Ein drittes Elektron hat keinen Platz in diesem Orbital (Pauli) und da mit dem 1s - Orbital die erste Schale bereits voll ist, muss dieses Elektron in einem s - Orbital der 2. Schale untergebracht werden. Die Elektronenkonfiguration des Elements Lithium (Li) lautet also 1s²2s¹, die des nächsten Elements Beryllium (Be) 1s²2s².

In der 2. Schale befinden sich neben dem einen 2s noch drei 2p - Orbitale. Es sind also drei 2p - Orbitale vorhanden, welche je doppelt besetzt werden können. Danach ist auch die 2. Schale voll. Wenn Elektronen in Orbitalen desselben Typs untergebracht werden, gilt die [Regel](#) von [Friedrich Hund](#) : Jedes Orbital wird zuerst einzeln belegt, bevor eine Doppelbelegung vorgenommen wird. Die Elektronenkonfigurationen der Elemente 5 bis 10 lauten demnach:

B	Bor	1s ² 2s ² 2p ¹
C	Kohlenstoff	1s ² 2s ² 2p ²
N	Sickstoff	1s ² 2s ² 2p ³
O	Sauerstoff	1s ² 2s ² 2p ⁴
F	Fluor	1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	Neon	1s ² 2s ² 2p ⁶

Tabelle 2.14: Elektronenkonfigurationen

Nachdem nun die 2. Schale voll ist, beginnt sich die dritte Schale zu füllen. Zuerst wird das s-Orbital, dann werden die drei p- und schliesslich die fünf d - Orbitale belegt.

Betrachten Sie sich wie die Orbitale der 1. und 2. Schale gefüllt werden.

Leider ist der energetische Aufbau der Orbitale aber nicht ganz so einfach wie man jetzt denkt oder hofft. Probleme erscheinen bei den fünf 3d - Orbitalen. Sie liegen nämlich energetisch höher als das eine 4s - Orbital, d. h. dass Elektronen in die 4. Schale aufgenommen werden, bevor die dritte Schale komplett gefüllt ist. Es handelt sich hier um sogenannte "Unterschalen", welche Bohr als "Tauchbahnen" beschrieben hatte. Trotz dieser Schwierigkeit lässt sich aber aus dem Periodensystem die Elektronenkonfiguration eines Elements relativ einfach ablesen. Das Periodensystem ist nämlich in (Orbital-)Blöcke aufgeteilt. Die graphische Darstellung der Energien der Orbitale deckt sich mit den periodischen Orbitalblöcken.

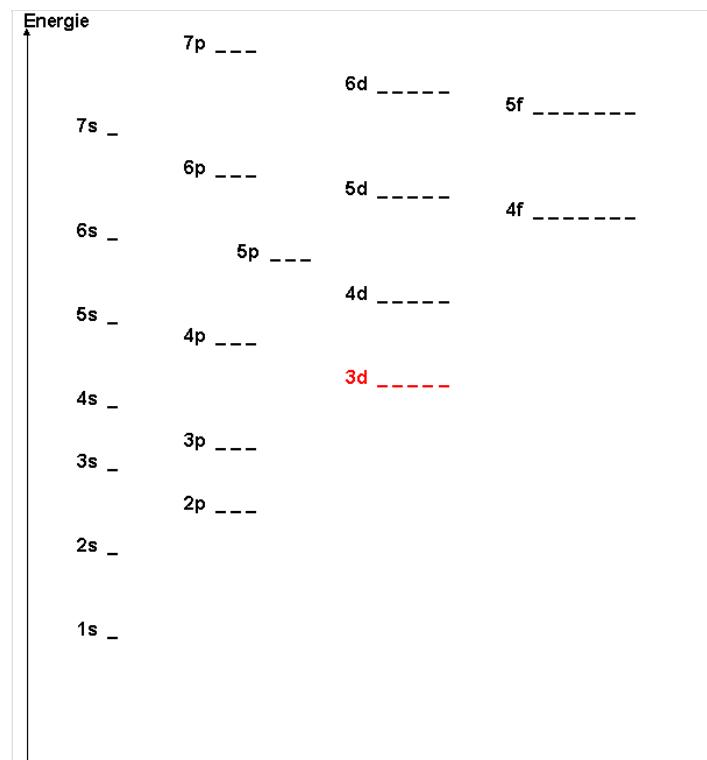


Bild 2.50: Energieschema von Orbitalen

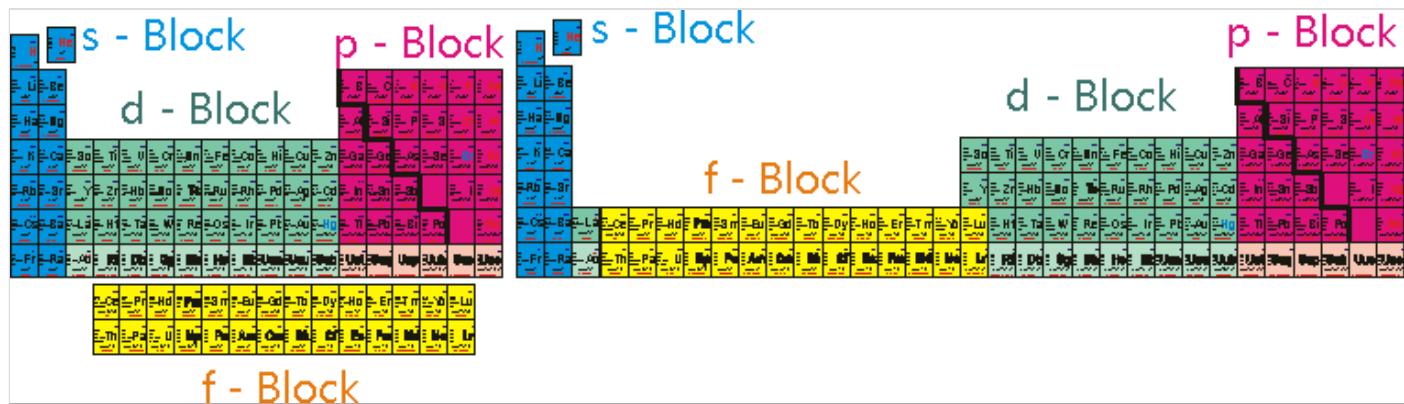


Bild 2.51: Orbitalblöcke im Periodensystem

Alle Elemente in der ersten Gruppe des Periodensystems besitzen ein einzelnes Elektron im s - Orbital der entsprechenden Schale. Ihre Elektronenkonfiguration endet also mit $n\ s^1$, wobei n die Nummer der Schale ist. Ebenso erkennt man den d - Block, der ab der 4. Periode an den s - Block anschliesst. Die Elektronenkonfiguration muss also lauten $4s^2\ 3d^1$, da die 4. Schale angefangen wird bevor die Unterschalen (d - Orbitale) der 3. Schale gefüllt werden. Die beiden ersten Elemente der letzten Gruppe, Helium (He) und Neon (Ne), haben vollständig gefüllte Schalen. Dieser elektronische Zustand ist energetisch besonders günstig. Für die darunter liegenden Elemente darf man nicht von gefüllten Schalen sprechen, die gemeinsame Elektronenkonfiguration lässt sich aber auf einen gemeinsamen Nenner bringen: Alle Elemente der letzten Gruppe besitzen gefüllte s- und p- Orbitale, oder alle Elemente der letzten Gruppe weisen die Elektronenkonfiguration $ns^2\ np^6$ auf.

The periodic table is color-coded by atomic shell. The first two columns (H and He) are in blue. The next two columns (Li, Be; Na, Mg) are in red. The next two columns (K, Ca; Sc, Ti; V, Cr; Mn, Fe; Co, Ni; Cu, Zn) are in green. The next two columns (Al, Si; P, S; Cl, Ar) are in yellow. The last two columns (B, C; N, O; F, Ne) are in orange. Below the main table, lanthanide and actinide elements are listed in a separate row.

H																																							He		
Li	Be																																								He
Na	Mg																																								Ne
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br																									
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te																							Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At																					Rn				
Fr	Ra	Ac	Rf	Dy	Bh	Hs	Mt	Uun	Uub	Uup	Ung	Uus	Uup	Uuh	Uus	Uue																									
		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																										
		Th	Pa	U	Mp	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Ee	Fm	Md	No	Lr																										

Bild 2.52: Die Schalen im Periodensystem

Die Elektronenkonfigurationen der höheren Elemente werden abgekürzt. Z. B. für das Element Molybdän (₄₂Mo) darf anstatt

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4$

abgekürzt werden zu

[Kr] 5s² 4d⁴.

Diese Abkürzung ist insofern sinnvoll, als sie gerade nur die Elektronen hervorhebt, welche sich zu äusserst am Atom befinden. Diese Elektronen sind in der Tat etwas Spezielles, sie bilden nämlich die Peripherie eines Atoms. Die Peripherie ist die Stelle, an der ein Atom am ehesten mit anderen Atomen Kontakt hat und wo sich daher am ehesten an den Elektronen etwas ändert.

Die Aussenelektronen eines Atoms heißen **Valenzelektronen**. Beim genaueren Hinsehen stellt man fest, dass das Periodensystem so aufgebaut ist, dass Elemente mit gleich vielen Valenzelektronen untereinander, **in einer Gruppe**, stehen. Die chemische Verwandtschaft der Elemente, die bereits Mendelejew erkannte, ist also auf Ähnlichkeiten in der Elektronenhülle der Elemente zurückzuführen.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 2, 3 und 4 der **Übungsaufgaben**

2.4 Übungsaufgaben

1. Ergänzen Sie die nachfolgenden Zerfallsreihen

a) $^{229}_{90}\text{Th}$ --α--> ...?... --β--> ...?... --?--> $^{87}_{?}\text{?}$...

b) ...?... --α--> $^{90}_{?}\text{?}$... --β--> $^{234}_{?}\text{?}$... --β--> ...?...

2. Ergänzen Sie die nachfolgende Tabelle:



	Protonenzahl	Neutronenzahl	Elektronenzahl	Valenzelektronenzahl
^{19}F	...?...	...?...	...?...	...?...
^{27}Al	...?...	...?...	...?...	...?...
^{133}Cs	...?...	...?...	...?...	...?...
^{75}As	...?...	...?...	...?...	...?...
^{23}Na	...?...	...?...	...?...	...?...

⁹¹ Zr	...?...	...?...	...?...	...?...
¹⁹⁷ Au	...?...	...?...	...?...	...?...

3. Schreiben Sie die Elektronenkonfigurationen der Elemente Fe, Br und W auf.

- a) Fe: ...?...
- b) Br: ...?...
- c) W: ...?...

4. Nennen Sie alle Elemente, welche

- a) genau 1 Valenzelektron haben: ...?...
- b) genau 3 Valenzelektron haben: ...?...
- c) volle Schalen besitzen: ...?...

5. Das Element Antimon ₅₁Sb besteht im wesentlichen aus den Isotopen ¹²¹Sb und ¹²³Sb. Die Masse des natürlichen Antimon beträgt 121.75 u. Berechnen Sie die natürliche Häufigkeit der Isotope ¹²¹Sb und ¹²³Sb.
Hinweis: Die exakten Massen sind m(¹²¹Sb) = 120.9036 u und m(¹²³Sb) = 122.9039 u.

- a) ¹²¹Sb: ...?...
- b) ¹²³Sb: ...?...

2.5 Lernkontrolle

1. Aus dem Streuversuch von Sir Ernest Rutherford wurde

- a) das Kern-Hülle-Modell eines Atoms
- b) die Elementarladung
- c) die Masse des Elektrons abgeleitet

2. Ein Proton

- a) hat exakt dieselbe Masse wie ein Neutron
- b) ist ein positiv geladenes Kernteilchen
- c) wiegt 1 g

3. Die Massenzahl

- a) entspricht der Summe der Elektronen und der Protonen
- b) entspricht der Anzahl der Neutronen
- c) ist immer ganzzahlig

4. Isotope sind

- a) Atome desselben Elements mit unterschiedlicher Protonenzahl
- b) Atome desselben Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl
- c) gleich schwere Atome verschiedener Elemente

5. α - Teilchen sind

- a) Elektronen
- b) masselos
- c) ⁴₂-Helium-Kerne

6. Die Kernspaltung

- a) ist ein natürlicher Prozess
- b) ist nur mit Helium möglich
- c) dient der Energiegewinnung

7. Im Bohr'schen Atommodell

- a) kreisen die Elektronen um den Kern
- b) haben die Elektronen keine Ladung
- c) sind die Elektronen willkürlich angeordnet

8. Ein s - Orbital

- a) kann maximal ein Elektron aufnehmen
- b) existiert nur in der 1. Schale
- c) hat die Form einer Kugel

9. Wenn mehrere Orbitale dieselbe Energie besitzen,

- a) werden sie zuerst doppelt belegt
- b) werden sie zuerst einfach belegt
- c) sind es p - Orbitale

10. Valenzelektronen

- a) sind Aussenelektronen
- b) sind Elektronen in p - Orbitalen
- c) besitzen keinen Spin

11. Die Elektronenkonfiguration

- a) beschreibt die Verteilung der Elektronen in den Orbitalen eines Atoms
- b) beschreibt die Anzahl der Valenzelektronen
- c) beschreibt den energetischen Zustand eines Atomkerns

12. In der Orbitaltheorie werden die Elektronen

- a) als Teilchen
- b) als Wellen
- c) als ungeladene Teilchen betrachtet

13. $1s^2 2s^2 2p^3$ ist die Elektronenkonfiguration von

- a) Kohlenstoff
- b) Stickstoff
- c) Phosphor

14. Das Element Magnesium hat

- a) 1 Valenzelektron
- b) 2 Valenzelektronen
- c) keine Valenzelektronen

15. Elemente, die im Periodensystem untereinander stehen,

- a) sind gleich gross
- b) haben gleich viele Elektronen
- c) haben gleich viele Valenzelektronen

16. Ein Elektron

- a) ist fast gleich schwer wie ein Proton
- b) ist viel schwerer als ein Neutron
- c) wiegt ca. 1/2000 u

17. In einem Orbital

- a) hat es immer zwei Elektronen
- b) hat es immer zwei Protonen
- c) müssen zwei Elektronen unterschiedlichen Spin haben

18. Spin ist

- a) eine Eigendrehbewegung des Elektrons
b) die Ladung eines Elektrons
c) die Bewegung des Orbitals um den Kern
19. Verdoppelt man den Abstand zweier unterschiedlich geladener Körper,
a) verdoppelt sich ihre Anziehungskraft
b) halbiert sich ihre Anziehungskraft
c) viertelt sich ihre Anziehungskraft
20. Die Elementarladung
a) beträgt $1.6 \cdot 10^{-19}$ C
b) hält die Neutronen zusammen
c) tritt nur bei Elektronen auf

2.6 Literatur

- H. Primas
Chemische Bindung
Verlag der Fachvereine an den schweizerischen Hochschulen und Techniken, 1975
- P. W. Atkins
Quanten
VCH, 1993
- P. W. Atkins
Physical Chemistry
Oxford University Press, 1984
- H. Preuss
Quantenchemie für Chemiker
Verlag Chemie, 1972
- Dossier: Radioaktivität
Radioaktivität
Spektrum, 1997
- W. Kutzelnigg
Einführung in die theoretische Chemie
Verlag Chemie, 1975
- M. Beretta
Lavoisier, Die Revolution in der Chemie
Biographie, Spektrum, 1998
- H. R. Christen
Chemie
Diesterweg/ Salle, Sauerländer, 1984
- W. Asselborn, M. Jäckel, K. T. Risch
Chemie heute, Sekundarbereich II

Schroedel, 1998

- Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996
- P. W. Atkins, J. A. Beran
General Chemistry 2nd Edition
Scientific American Library, 1992
- P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992
- F. K. Kneubühl
Repetitorium der Physik
Teubner, 1982

2.7 Web-Links

John Joseph Thomson

Kurzbiographie [\[link\]](#)
Kurzbiographie [\[link\]](#)
Kurzbiographie [\[link\]](#)

Sir Ernest Rutherford

Versuche [\[link\]](#)
Kurzbiographie [\[link\]](#)
Kurzbiographie/ [\[link\]](#)

Atommodelle

Animierte Modelle [\[link\]](#)
Theorie [\[link\]](#)
Theorie [\[link\]](#)

Periodensysteme

Online PS [\[link\]](#)
Online PS [\[link\]](#)
Online PS [\[link\]](#)

James Chadwick

[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 

Henri Becquerel

[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 

Marie Curie

[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 
[Musée Curie](#) 
[Kurzbiographie](#) 

Radioaktivität

[Wissenswertes](#) 
[Historisches](#) 

Kernspaltung

[Historisches](#) 
[Historisches](#) 
[Historisches](#) 

Charles Augustin de Coulomb

[Kurzbiographie](#) 
[Ladungen](#) 

Niels Bohr

[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 

Prinz Louis Victor de Broglie

[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 
theory.uwinnipeg.ca/mod_tech/node/149.html 

Erwin Schrödinger

[Kurzbiographie](#) 
[Kurzbiographie](#) 

Werner Heisenberg

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Wolfgang Pauli

[Kurzbiographie](#) 

[Kurzbiographie](#) 

Orbitale

[Darstellungen](#) 

[Schalenmodell](#) 

[Animationen](#) 

Inhalt:

- [3.1 - Einleitung](#)
- [3.2 - Die kovalente Bindung \(Atombindung\)](#)
- [3.3 - Die Ionenbindung](#)
- [3.4 - Die Metallbindung](#)
- [3.5 - Zwischenpartikuläre Kräfte](#)
- [3.6 - Übungsaufgaben](#)
- [3.7 - Lernkontrolle](#)
- [3.8 - Literatur](#)
- [3.9 - Web-Links](#)
- [3.10 - Übungsaufgaben Strukturformeln](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Elektronenkonfigurationen der Nichtmetalle aufschreiben können
- die kovalente Bindung erklären können
- die Begriffe "Bindungslänge" und "Bindungsenergie" kennen und damit umgehen können
- den Begriff "Hybridisierung" und seine Auswirkungen auf Molekülstrukturen kennen
- wissen was ein Dipol ist
- einfache Strukturformeln zeichnen können
- Isomere zu einer gegebenen Summenformel zeichnen können
- einfache Skelettformeln zeichnen können
- den Begriff "Mesomerie" und seine Auswirkungen auf Moleküle kennen
- die aufgeführten geladenen Moleküle kennen
- die Ionenbindung kennen und Verhältnisformeln aufstellen können
- Salzgitter und Gitterenergien kennen
- die Metallbindung und die wichtigsten Eigenschaften von Metallen kennen
- zwischenpartikuläre Kräfte kennen und Siedepunkte von Verbindungen relativ zueinander abschätzen können

3.1 Einleitung

Die Elemente unterscheiden sich im Aufbau ihrer Atome. Ein wesentlicher Aspekt dabei ist der unterschiedliche Aufbau ihrer Elektronenhüllen. Von den über 100 Elementen weisen genau deren 6 eine Elektronenkonfiguration mit vollen s- und p- Orbitalen auf. Es sind die [Edelgase](#) Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe) und Radon (Rn).

Dieser elektronische Zustand ist sehr energiearm und stabil. Das ist der Grund, weshalb die Edelgase praktisch nicht zu einer chemischen Reaktion gebracht werden können. Es sind die einzigen Elemente, die in der Natur als einzelne Atome - **atomar** - vorkommen. Alle anderen Elemente versuchen nach dem ganz einfachen, aber universellen Prinzip einen möglichst energiearmen Zustand zu erreichen, ihre **Valenzschalen** zu vervollständigen. Um dies zu erreichen, werden aber stets Partner benötigt, die bereit sind, den Elektronenhaushalt in Ordnung zu bringen. Diese Elemente sind nie in atomarer Form anzutreffen, sondern sie treten stets in Verbindungen, als Moleküle oder Salze, auf. Welche Art von Bindung jeweils

eingegangen wird, hängt vom Atom selbst bzw. seinen Eigenschaften ab. Eine wichtige Eigenschaft diesbezüglich ist der metallische Charakter eines Elements. Man unterscheidet zwischen **Metallen** und **Nichtmetallen** (dazwischen liegen die **Halbmetalle**):

H																				
Li	Be																			
Na	Mg																			
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	St	Te				Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	F	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
Fr	Ra	Ac	P	Dy	Er	Ho	Eu	Yb	Lu	Ugn										
H	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
Hf	Th	Pa	U	Ng	Pg	Am	Cm	Bk	Cf	Esr	Fm	Mg	No	Lr						

Bild 3.1: Metalle und Nichtmetalle im Periodensystem

Durch die Kombination der Elementcharaktere lassen sich genau drei verschiedene Bindungstypen formulieren:

- Die **kovalente Bindung**, als Bindung zweier Nichtmetallatome,
 - die **Ionenbindung**, als Bindung zwischen einem Metallatom und einem Nichtmetallatom, und
 - die **Metallbindung**, als Bindung zwischen Metallatomen.

3.2 Die kovalente Bindung (Atombindung)

Die **kovalente Bindung** ist eine Bindungsart, die zwischen Nichtmetallatomen auftritt. Man spricht deshalb auch von der Nichtmetallbindung oder der Atombindung.

Um die **kovalente Bindung** zu beschreiben, bedient man sich einer Kurzschreibweise: Zum Atomsymbol werden die entsprechenden Valenzelektronen in Form von Symbolen dazu geschrieben. Ein einzelnes, ungepaartes Elektron wird als Punkt „, ein Elektronenpaar als ein Strich - dargestellt. Damit ergeben sich die bekannten **Elektronenkonfigurationen** :

Pro Memoria

H 1s¹

B [He] 2s² 2p¹ C [He] 2s² 2p² N [He] 2s² 2p³ O [He] 2s² 2p⁴ F [He] 2s² 2p⁵
Si [Ne] 3s² 3p² P [Ne] 3s² 3p³ S [Ne] 3s² 3p⁴ Cl [Ne] 3s² 3p⁵
Br [Ar] 4s² 4p⁵
I [Kr] 5s² 5p⁵

Tabelle 3.1: Elektronenkonfigurationen der Nichtmetalle

Damit ergibt sich in der neuen Schreibweise:

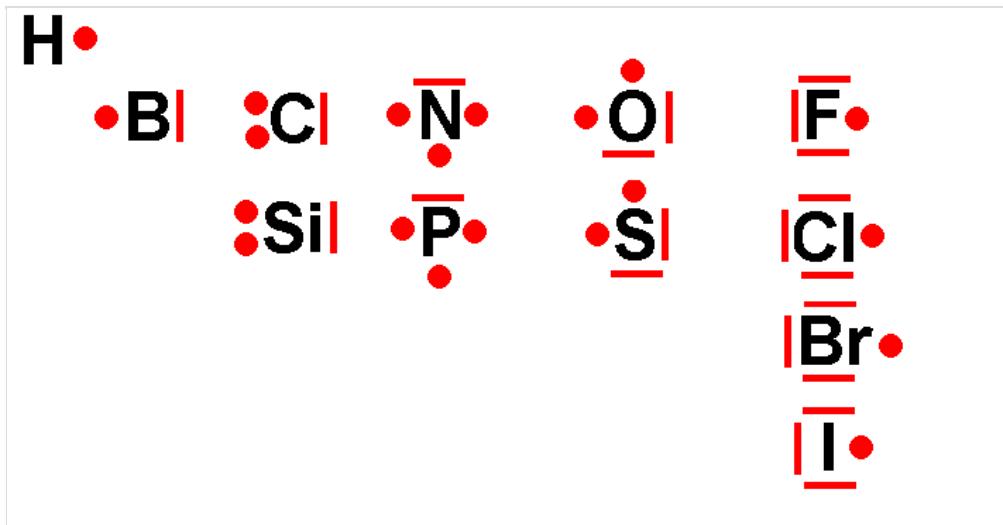


Bild 3.2: Die Elektronenstruktur der Nichtmetalle

Betrachtet man nun zwei einzelne, separierte Wasserstoffatome, so besitzen beide je ein Valenzelektron in einem 1s - Orbital. Für beide ist dies ein relativ energiereicher, ungünstiger Zustand. Durch eine Überlagerung der beiden 1s - Orbitale der Atome zu einem einzigen, gemeinsamen Orbital wird die Energie des Systems vermindert, das System befindet sich so in einem energetisch günstigeren Zustand. Bildlich gesprochen heisst dies:

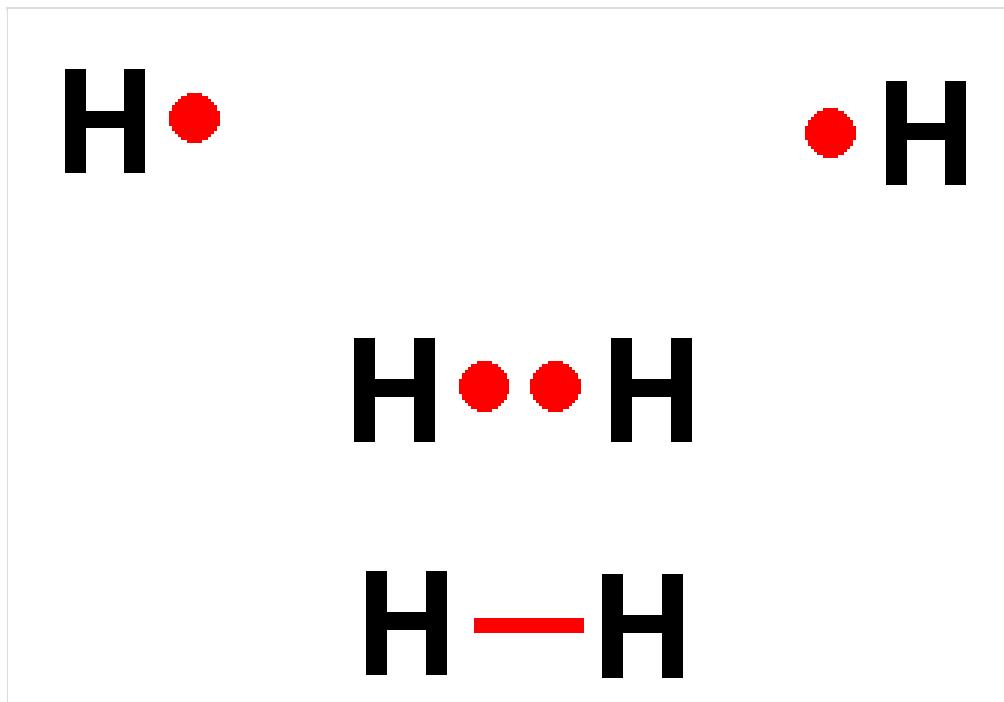


Bild 3.3: Überlagerung von Orbitalen bei H - Atomen

Durch die Überlagerung der beiden 1s - Orbitale ergibt sich ein Raum, in dem sich 2 Elektronen aufhalten, die zu beiden Atomen gehören, ein Molekülorbital. In dieser Weise haben beide Wasserstoffatome quasi ihre Schale gefüllt und haben dadurch einen energetisch günstigen Zustand erreicht, den sie nicht einfach so ohne weiteres verlassen. Aus den zwei getrennten Wasserstoffatomen ist ein stabiles Gefüge aus zwei gepaarten Atomen geworden, ein Molekül.

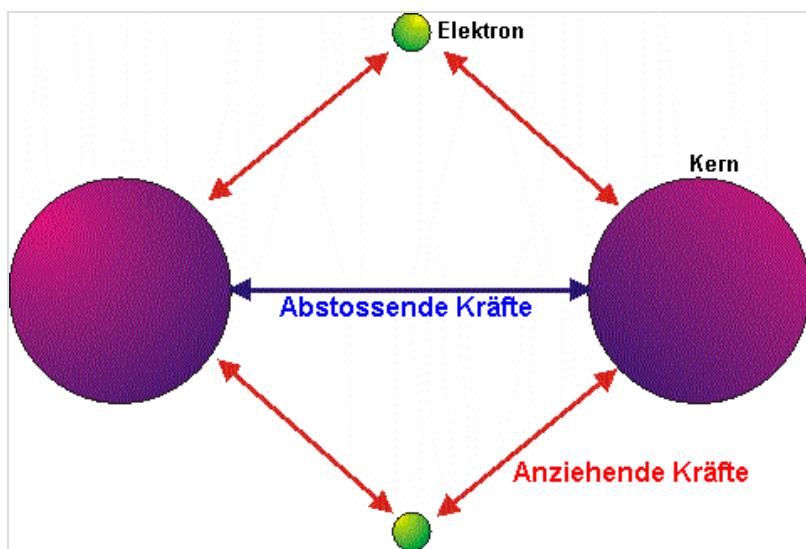


Bild 3.4: Kräfte in einem Molekül

Aus energetischer Sicht muss das Wasserstoffmolekül stabiler sein als die beiden getrennten Wasserstoffatome:

Zwei getrennte Wasserstoffatome besitzen eine definierte Energie E_1 . Nähern sich die Atome einander so weit an, bis eine Überlagerung der Orbitale stattfinden kann, sinkt die Energie erheblich bis zu einem Minimum E_2 . Dieses Energieminimum beschreibt den stabilsten

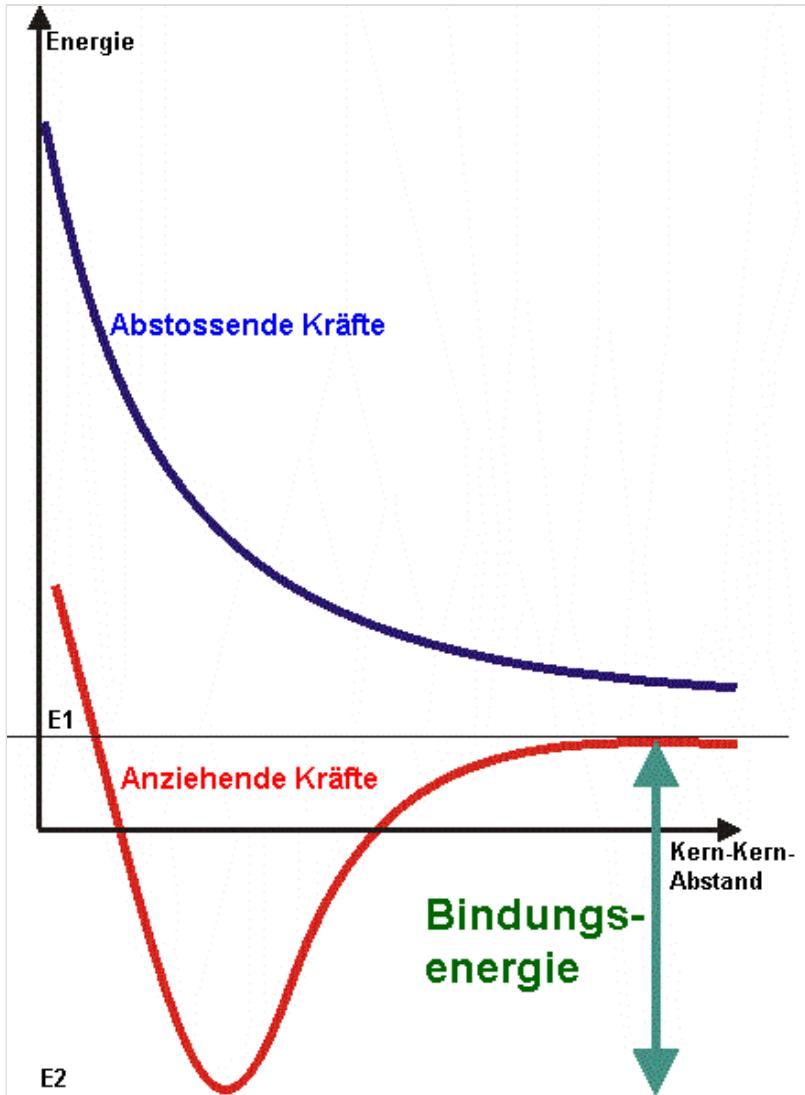


Bild 3.5: Energien in einem Molekül

Die Energie, die aufgebracht werden muss, um das stabile Gefüge zu trennen (Differenz E_1 , E_2), heisst Bindungsenergie. Die Bindungsenergie ist diejenige Energie, die freigesetzt wird, wenn zwei Atome eine Bindung eingehen. Die Atome müssen nicht zur Bindung gezwungen werden, sie machen es - aus energetischen Gründen - freiwillig!

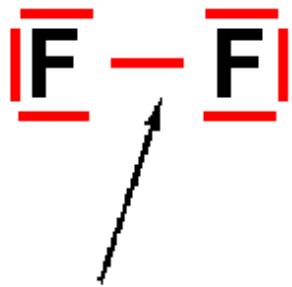
Der optimale Kern-Kern-Abstand, der bei einer Bindung eingenommen wird, heisst Bindungslänge. Sie wird durch die Lage des Energieminimums eindeutig festgelegt.

Der Begriff kovalente Bindung beinhaltet die Silben "co" und "valenz". Es wird damit das "gemeinsame Verwalten von Valenzen", von Valenzelektronen, umschrieben. Im englischen Sprachraum nennt man es "valence-sharing-model".

Genau so wie zwei Wasserstoffatome ein Wasserstoffmolekül bilden, lässt sich aus zwei Fluoratomen ein Fluormolekül darstellen. Dieses ist wiederum energetisch stabiler als die beiden einzelnen Fluoratome.

Zustand der beiden Wasserstoffatome und damit auch ihren optimalen Abstand. Sie sind zu einem festen Gefüge, einem **Molekül**, geworden.

Der optimale Abstand der beiden Atome beschreibt einen Gleichgewichtszustand in einer Bilanz anziehender (Kern-Elektron) wie auch abstoßender Kern-Kern) Kräfte.



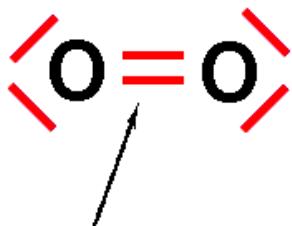
gemeinsam verwaltetes Elektronenpaar
Molekülorbital
Bindung



Ein Fluormolekül besteht aus genau zwei Fluoratomen

Bild 3.6: Ein Fluormolekül

Ein Sauerstoffatom besitzt zwei ungepaarte Valenzelektronen. Folglich können zwischen zwei Sauerstoffatomen zwei Bindungen ausgebildet werden.



Es werden insgesamt vier Elektronen in zwei Molekülorbitalen gemeinsam verwaltet:

Zweifachbindung
Doppelbindung

Bild 3.7: Ein Sauerstoffmolekül



Es werden insgesamt sechs Elektronen in drei Molekülorbitalen gemeinsam verwaltet
Dreifachbindung

Ein Stickstoffatom besitzt drei ungepaarte Valenzelektronen. Zwischen zwei Stickstoffatomen können folglich drei Bindungen ausgebildet werden.

Bild 3.8: Ein Stickstoffmolekül

Problemfall Kohlenstoff:

Die Elektronenkonfiguration eines Kohlenstoffatoms lautet $1s^2 2s^2 2p^2$. Dies bedeutet, dass ein Kohlenstoffatom zwei ungepaarte Valenzelektronen besitzt und deshalb genau zwei kovalente Bindungen (oder 1 Doppelbindung) ausbilden kann.

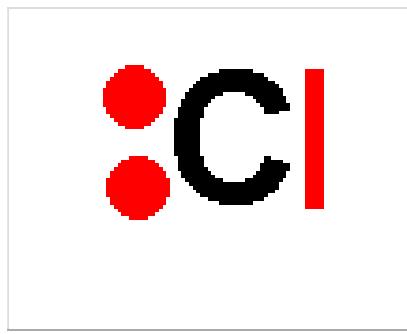


Bild 3.9: Die Elektronenkonfiguration des Elements Kohlenstoff

Bereits die Chemiker des 19. Jahrhunderts stellten jedoch fest, dass ein Kohlenstoffatom stets vier Bindungen eingeht. Dies musste als Faktum einfach hingenommen werden, war doch die Atomtheorie zu dieser Zeit noch bei den Dalton'schen harten Kugeln. Eine Erklärung konnte erst erfolgen, nachdem man Kenntnis der elektronischen Struktur von Atomen hatte: Die Valenzschale eines Kohlenstoffatoms muss anders strukturiert sein, als dies das klassische Modell beschreibt. Es müssen vier ungepaarte Elektronen vorliegen, was eine Erweiterung des bestehenden Modells erfordert:

Der bestehende elektronische Zustand links muss so verändert werden, dass der Zustand rechts resultiert.

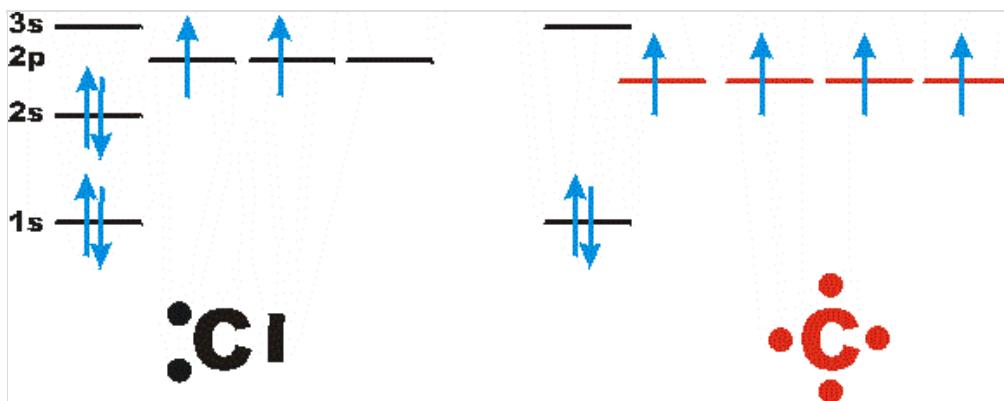


Bild 3.10: Verschiedene Elektronenkonfigurationen des Elements Kohlenstoff

Der energetische Zustand rechts beschreibt 4 Valenzorbitale, welche energetisch identisch sind und dadurch von den 4 Valenzelektronen des Kohlenstoffatoms je einfach besetzt werden ([Regel](#) von Friedrich Hund). Dieser Zustand erklärt die Vierbindigkeit eines Kohlenstoffatoms. Theorien bestätigen diese Möglichkeit der Anordnung der Valenzorbitale eines Kohlenstoffatoms. Sie beschreibt allerdings nicht den energetisch günstigsten Zustand (Grundzustand) eines Kohlenstoffatoms, sondern einen energiereicheren, angeregten Zustand. Mit dieser Anordnung der Elektronen können dafür vier Bindungen ausgebildet werden, an Stelle der zwei Bindungen im Grundzustand. Jede Bindung, die eingegangen werden kann, bedeutet eine Abgabe von Energie (Bindungsenergie), deshalb kann so insgesamt mehr Energie abgegeben werden, was zu stabileren (energiärmeren) Produkten führt. Es scheint so, als ob ein Kohlenstoffatom wüsste, dass es Bindungen eingehen kann und deshalb einen ungünstigeren Zustand wählt, um dann um so mehr Energie abgeben zu können.

Die vier energetisch gleichwertigen Orbitale erhält man durch mathematische Operationen aus

den Wellenfunktionen der 2s - und der 2p - Orbitale. Es sind in diesem Sinne keine neuen Orbitale, die entstehen, sondern solche, die durch Kombinationen aus s - und p - Orbitalen erzeugt werden. Sie heißen

Hybridorbitale

. Je nachdem, welche und wie viele Orbitale miteinander zu **Hybridorbitalen** kombiniert werden, unterscheidet man zwischen:

sp³ Hybridorbitalen bestehend aus 1 s und 3 p Orbitalen

sp² Hybridorbitalen bestehend aus 1 s und 2 p Orbitalen

sp Hybridorbitalen bestehend aus 1 s und 1 p Orbital

Tabelle 3.2: Typen von Hybridorbitalen

Geometrie von Orbitalen

Orbitale sind grundsätzlich Räume negativer Ladung, die sich gegenseitig abstoßen. Aus diesem Grund sind sie so um einen Kern angeordnet, dass sie möglichst weit voneinander entfernt sind. Für den Fall von vier einzeln besetzten, bindungsfähigen Orbitalen - 4 sp³ - Orbitalen - ergibt dies die räumliche Form eines **Tetraeders**. Die Geometrie der Orbitale bestimmt in den meisten Fällen auch die Geometrie des daraus resultierenden Moleküls.

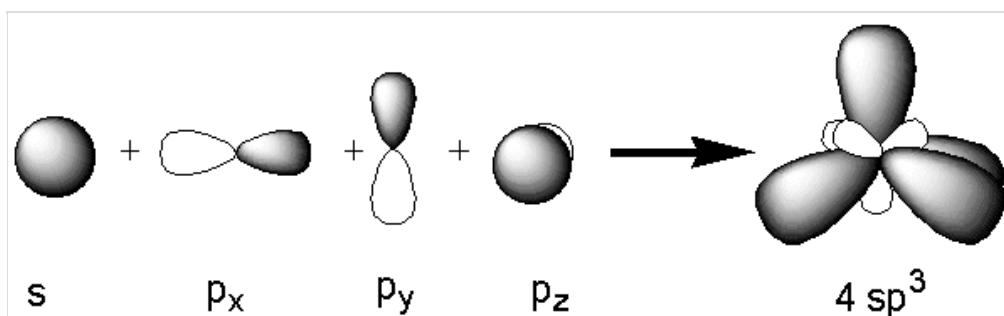


Bild 3.12: Die Geometrie von Hybridorbitalen

Eine weitere Konsequenz aus der geometrischen Anordnung der Orbitale ist der Ausschluss der Vierfachbindung zwischen zwei Atomen. Es ist unmöglich, alle vier Ecken zweier Tetraeder zur Deckung zu bringen.

Wenn sp³ - hybridisierte Atome Bindungen eingehen, müssen die Winkel zwischen den Bindungen (**Bindungswinkel**) demzufolge den Tetraederwinkel (**109.28°**) einschliessen. Rechte Winkel (90°) zwischen Bindungen sind undenkbar.

Die Elemente Stickstoff und Sauerstoff verhalten sich genau gleich wie Kohlenstoff. Sie bilden Hybridorbitale aus, was sich bei ihnen allerdings nicht auf die Anzahl der Bindungen, dafür aber auf die Bindungswinkel auswirkt.

Dipole

Vergleicht man die beiden Moleküle H_2 und HF, so liegt in beiden jeweils eine einzige kovalente Bindung zwischen den Atomen vor.



Bild 3.13: H_2 und HF

Die beiden Moleküle unterscheiden sich trotzdem. Während im H_2 - Molekül zwei identische Atome an der Bindung beteiligt sind, sind es im HF - Molekül zwei verschiedene Atome. Dies hat Konsequenzen: Das Fluoratom weist eine höhere Kernladung auf als das Wasserstoffatom (7 Protonen gegenüber 1 Proton). Daraus kann man schliessen, dass die **Bindungselektronen** vom Fluoratom stärker angezogen werden als vom Wasserstoffatom. Andrerseits ist der Abstand des Kerns zu den Bindungselektronen beim Fluoratom grösser als beim Wasserstoffatom. Daraus lässt sich genau das Gegenteil schliessen, das Wasserstoffatom zieht die Bindungselektronen stärker an (elektrostatische Kräfte). Es besteht nun eine Grösse, die sowohl die Kernladung wie auch den Abstand und weitere Faktoren (z. B. Abschirmung) berücksichtigt, die Elektronegativität (EN). Die Elektronegativität ist eine einheitslose Zahl, welche beschreibt, wie stark ein Atom **Bindungselektronen** anzieht. Dem elektronegativsten Element, dem Fluor, wird die Zahl 4.0 zugeordnet.

Kehrt man nun zurück zu den Molekülen H_2 und HF, bedeutet dies, dass die Bindungselektronen im Molekülorbital bei H_2 homogen und gleichmässig verteilt sind, da zwei gleich starke Bindungspartner beteiligt sind. Im HF Molekül hingegen kommt es zu einer inhomogenen Ladungsverteilung entlang der H - F - Bindung. Da das Fluoratom eine höhere Elektronegativität hat, zieht es die Bindungselektronen stärker an. Das Fluoratom besitzt somit in diesem Molekäl eine erhöhte Elektronendichte, das Wasserstoffatom eine erniedrigte. Man kennzeichnet einen derartigen Zustand mit Zeichen für **partielle Ladungen** (Teilladungen) $\delta+$ und $\delta-$.

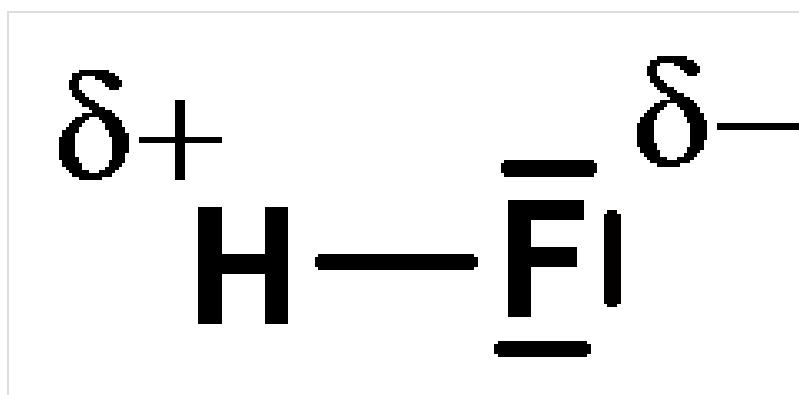


Bild 3.14: Partialladungen

Eine Bindung zwischen zwei Atomen mit unterschiedlicher Elektronegativität, bei der die Elektronen also inhomogen entlang der Bindung verteilt sind, heisst **polar**. Eine Bindung zwischen zwei Atomen mit gleicher Elektronegativität heisst **apolar**.

Um spätere Betrachtungen zu vereinfachen, wird eine Bindung nur dann als polar betrachtet, wenn der Unterschied der Elektronegativitäten grösser ist als 0.5 ($\Delta EN > 0.5$). Dies ist lediglich eine Vereinfachung!

Bei der Betrachtung der Strukturformel von Wasser (H_2O) gibt es, naiv betrachtet, zwei verschiedene Möglichkeiten der Darstellung. Sie unterscheiden sich in ihrer Geometrie, was allerdings von sehr grosser Bedeutung ist:

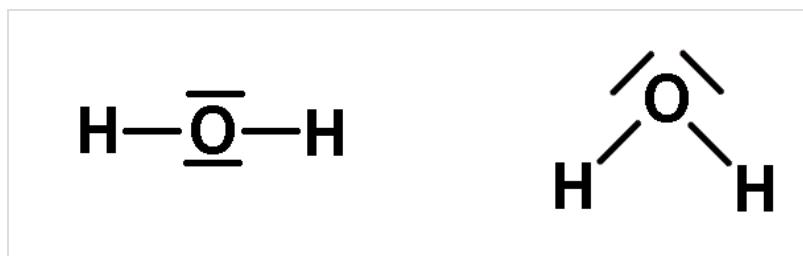


Bild 3.15: Wassermoleküle

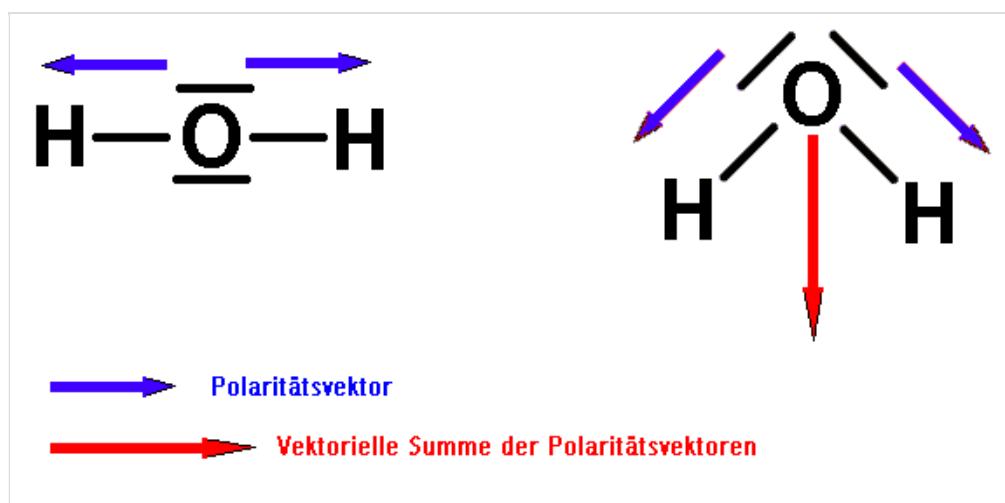


Bild 3.16: Polaritätsvektoren

Die Frage nach der richtigen Struktur lässt sich bereits klar durch die tetraedrische Anordnung der vier Valenzorbitale (2 einfach und 2 doppelt besetzte sp^3 -Hybridorbitale) des Sauerstoffatoms geben. Die einzige richtige Struktur des

Wassermoleküls ist die gewinkelte Struktur rechts. Diese Tatsache lässt sich mit einer weiteren Eigenschaft des Wassermoleküls unterstreichen: Lässt man einen dünnen Wasserstrahl an einem geladenen Gegenstand vorbeifliessen, wird der Wasserstrahl abgelenkt. Dieses Verhalten zeigen andere Flüssigkeiten, wie z. B. Hexan, nicht. Die Eigenschaft steht im direkten Zusammenhang mit der Geometrie und der Art der Bindungen des Moleküls: Beim Wassermolekül liegen zwei identische, **polare** Bindungen zwischen Wasserstoff- und Sauerstoffatomen vor.

Verbindet man zwei Atome einer polaren Bindung mit einem **Polaritätsvektor**, einem Vektor, der in polaren Bindungen von Orten hoher nach Orten niedriger Elektronendichte gerichtet ist, zeigt sich, dass in der linearen Struktur links die vektorielle Summe der Polaritätsvektoren null ist, in der gewinkelten Struktur rechts hingegen nicht:

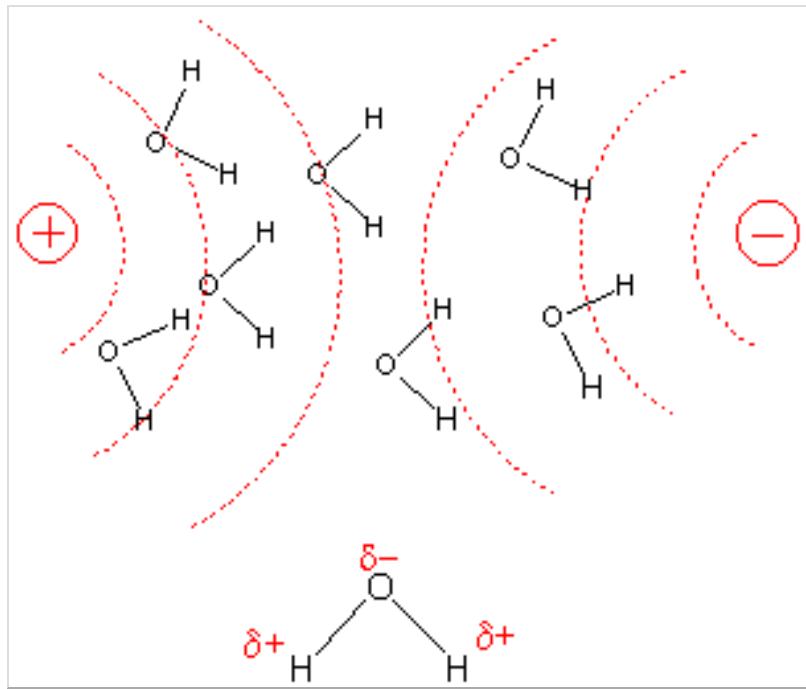
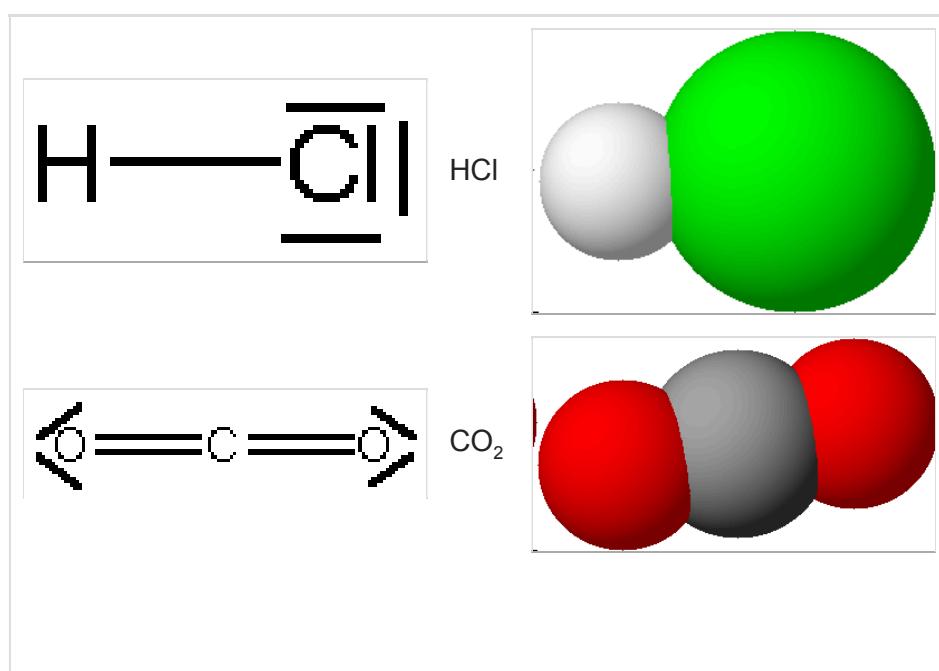


Bild 3.17: Wassermoleküle

Moleküle, deren vektorielle Summe der Polaritätsvektoren verschieden von Null ist, heißen **Dipole**. Sie besitzen ein **Dipolmoment**, d. h. die Fähigkeit sich in einem elektrostatischen Feld auszurichten. Da die Wassermoleküle ganz offensichtlich auf den **geladenen Stab reagieren**, müssen sie ein Dipolmoment besitzen. **Wassermoleküle sind gewinkelt, es sind Dipole.**

Anmerkung: Bei einer Erweiterung der Theorie kann gezeigt werden, dass auch Moleküle, die keine polaren Bindungen beinhalten, ein Dipolmoment besitzen können. Nichtbindende Orbitale erzeugen ebenso eine inhomogene Ladungsverteilung wie polare Bindungen. Auf eine Beschreibung derartiger Moleküle wird an dieser Stelle jedoch verzichtet.

Die bisher erworbenen Kenntnisse reichen aus, um einige einfache Strukturformeln von Molekülen zu zeichnen und die Geometrie eines Moleküls zu beschreiben. Im Weiteren kann bestimmt werden, ob Bindungen polar oder apolar sind und ob die Moleküle ein Dipolmoment besitzen.



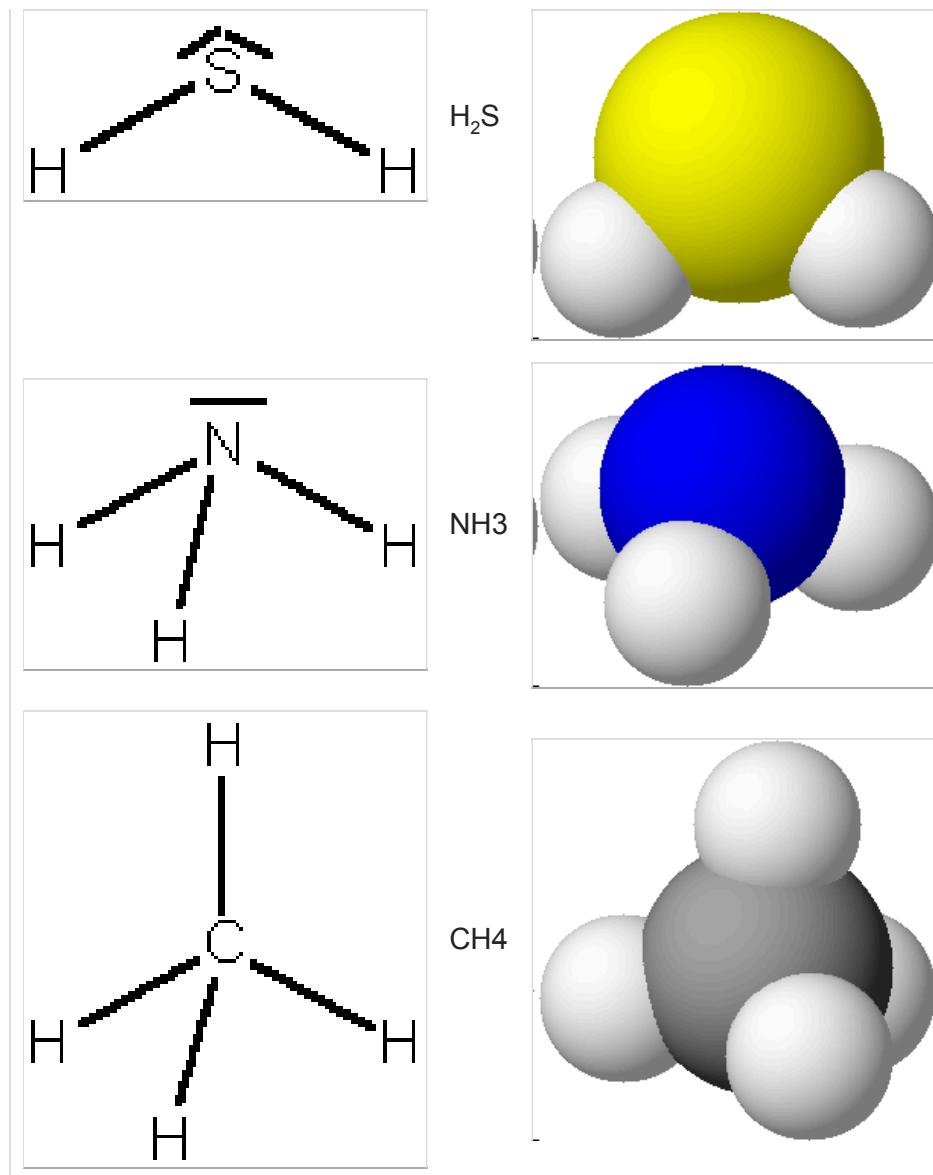


Tabelle 3.3: Einfache Moleküle

Isomerie

Versucht man für die Summenformel C_4H_{10} eine Strukturformel aufzuzeichnen, stellt man fest, dass es zwei verschiedene Lösungen, also zwei verschiedene Strukturvorschläge gibt:

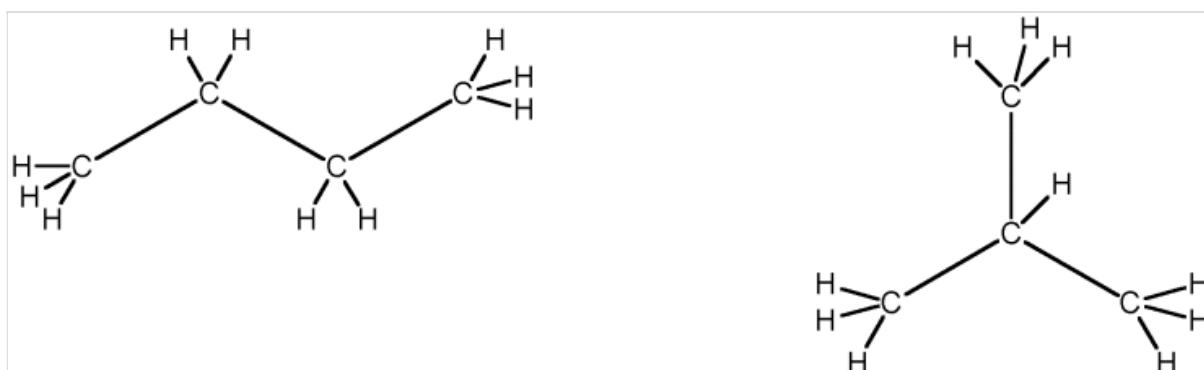


Bild 3.28: Die beiden Isomere zu C_4H_{10}

Beide Strukturvorschläge sind korrekt. Dies bedeutet, dass es zwei unterschiedlich aufgebaute

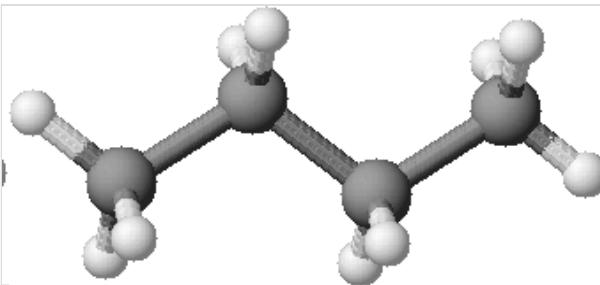


Bild 3.29: Butan

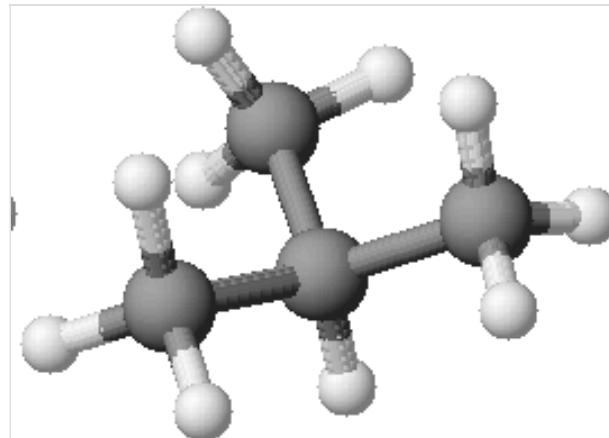


Bild 3.30: Methylpropan

Moleküle, in diesem Falle Butan und Methylpropan gibt, die die selbe Summenformel aufweisen. Da sie unterschiedliche Bindungsverhältnisse aufweisen, müssen sie zwangsläufig auch unterschiedliche Eigenschaften besitzen. Zwei Moleküle, die dieselbe Summenformel, aber verschiedene Strukturformeln aufweisen, heißen Isomere. Isomere unterscheiden sich in ihren physikalischen (Farbe, Härte, Dichte, Smp., Sdp.) wie auch in ihren chemischen (Giftigkeit, Reaktionsfreudigkeit, Brennbarkeit) Eigenschaften. Isomere haben lediglich eine gemeinsame Summenformel.

Speziell für Kohlenstoffverbindungen hat es sich ergeben, eine Kurzschreibweise für Strukturformeln zu verwenden, die Skelettformel:

Alle Wasserstoffatome, die direkt an C-Atome gebunden sind, werden nicht geschrieben, ebenso der Buchstabe "C" als Symbol für das Kohlenstoffatom. Es werden einzig Bindungen gezeichnet. Damit reduzieren sich die beiden oberen Strukturen zu



Bild 3.31: Skelettformeln

Die Bindungslänge

Die Bindungslänge beschreibt den Kern - Kern - Abstand zweier kovalent gebundener Atome. Sie wird im Wesentlichen durch die **Grösse** (Radius, Durchmesser) der an der Bindung beteiligten Atome bestimmt. Je grösser die Atome sind, desto länger ist die Bindung. So kann direkt ausgesagt werden, dass eine I - I - Bindung länger ist als eine Br - Br bzw. eine Cl - Cl - Bindung. Ein weiterer Faktor, der die Bindungslänge beeinflusst, ist die **Bindungsordnung**. Bei gleich grossen Atomen ist eine Dreifachbindung kürzer als eine Doppelbindung und diese ist wiederum kürzer als eine Einfachbindung. Diese beiden Faktoren beeinflussen die Bindungslänge entscheidend. Die angefügte Tabelle einiger Bindungslängen (Quelle: H. R. Christen, Chemie, Sauerländer, 1984) veranschaulicht diese Einflüsse:

Bindung	Bindungslänge in pm
C - H	107
N - H	100
O - H	96
C - C	154
C - N	147
C - O	143
C - Cl	176
C = C	135
C ≡ C	120
C = C (Benzol)	139
C ≡ N	119
C = O	122

Tabelle 3.4: Bindungslängen

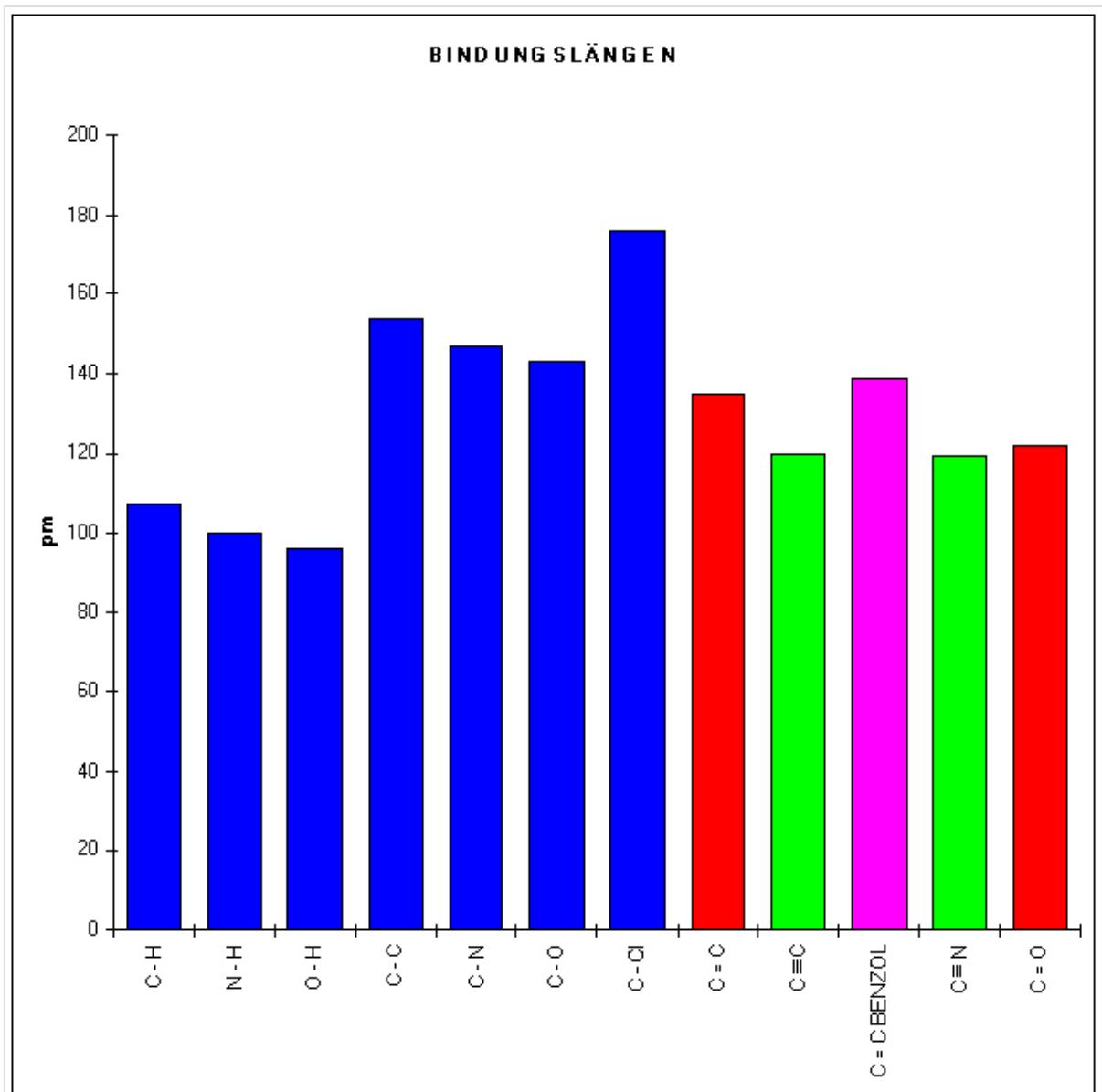


Bild 3.32: Bindungslängen

Die Bindungsenergie

Die [Bindungsenergie](#) ist diejenige Energie, die bei der Bildung der kovalenten Bindung freigesetzt wird. Je mehr Energie freigesetzt wird, also je grösser die Bindungsenergie ist, desto stärker ist die Bindung zwischen zwei Atomen. Die Grösse der Bindungsenergie ist abhängig von der **Bindungslänge**. Die Bindung zwischen zwei kleinen Atomen ist stärker als zwischen grossen Atomen. Andererseits hängt die Bindungsenergie aber auch ab von der **Bindungsordnung**, der Anzahl Bindungen zwischen zwei Atomen. Je höher die Bindungsordnung bei gleich grossen Atomen ist, desto grösser ist ihre Bindungsenergie. Es sind also dieselben Faktoren, die die Bindungslänge wie auch die Bindungsenergie beeinflussen. Die Bindungsenergie wird allerdings durch einen weiteren Faktor beeinflusst, die Polarität der Bindung. Polare Bindungen sind unter vergleichbaren Bedingungen (ähnlich grosse Atome, gleiche Bindungsordnung) stabiler und weisen daher höhere Bindungsenergien auf als apolare Bindungen. Diese Einflüsse werden in der nachstehenden Grafik (Quelle: H. R. Christen, Chemie, Sauerländer, 1984) verdeutlicht.

Bindung	Bindungsenergie in kJ/mol
H - H	436
C - C	348
Cl - Cl	242
Br - Br	193
I - I	151
C - H	413
N - H	391
O - H	463
F - H	567
Cl - H	431
Br - H	366
I - H	298
C = O	854
O = O	498
C = C	594
C ≡ N	891
N ≡ N	945
C ≡ C	778

Tabelle 3.5: Bindungsenergien

Bindungsenergien

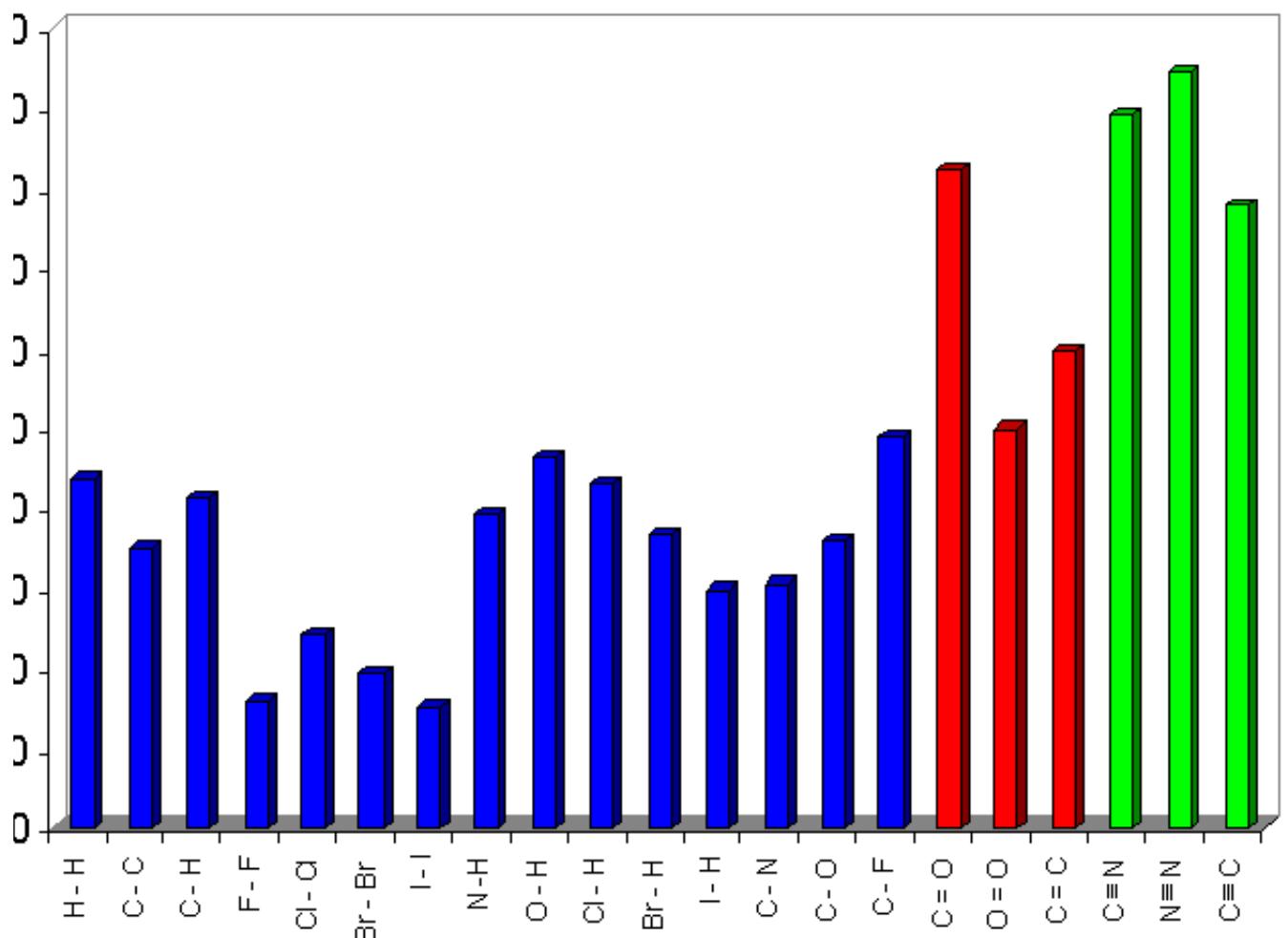


Bild 3.33: Bindungsenergien

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der Übungsaufgaben.

Nach dieser Fülle von Informationen lassen sich vier Regeln formulieren, mit deren Kenntnis es leichter fallen sollte, korrekte Strukturformeln zu erstellen:

- Die **Oktettregel**: Die Elemente ab der zweiten Periode (C, N, O, F...) müssen stets von einem Elektronenoktett (8 Elektronen) umgeben sein. Einzige Ausnahme ist das Element Bor, sonst ist diese Regel strikte einzuhalten!
- Die **Mehrfachbindungsregel**: Mehrfachbindungen können nur ausgebildet werden, wenn Atome aus der zweiten Periode daran beteiligt sind. Ein Molekül P₂, mit einer Dreifachbindung bzw. S₂ mit einer Doppelbindung ist unmöglich.
- Die **Zyklenregel**: Aufgrund von Ringspannungen sind zyklische Verbindungen mit weniger als 6 Atomen instabil. Eine Ausnahme bilden hierbei reine Kohlenstoffverbindungen, bei denen auch Ringe mit 3 Atomen möglich sind.
- Die **Polaritätsregel**: Da polare Bindungen unter vergleichbaren Voraussetzungen höhere Bindungsenergien aufweisen als apolare Bindungen, werden wenn immer möglich polare

Bindungen ausgebildet. Insbesondere sind O - O -Bindungen besonders instabil.

Die letzte Regel ist hilfreich, wenn die Stabilität von Isomeren abgeschätzt werden soll. Stabilere Isomere weisen meistens eine höhere Anzahl polarer Bindungen auf. Dies wird an den beiden Isomeren der Summenformel H_2SO_4 deutlich:

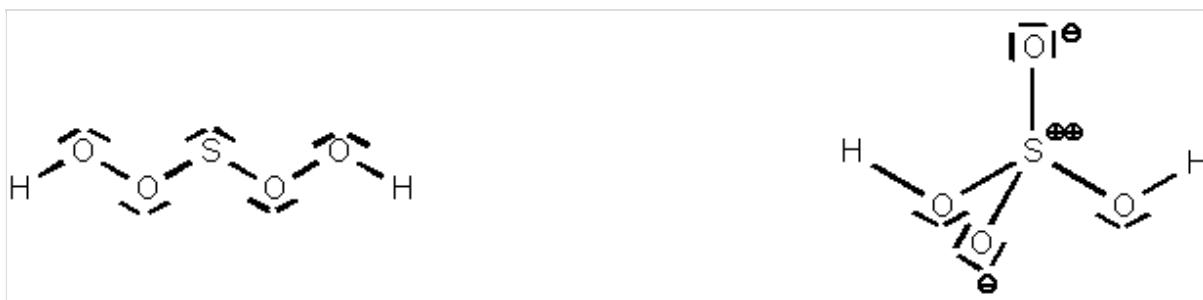


Bild 3.34: Verschiedene Strukturformeln

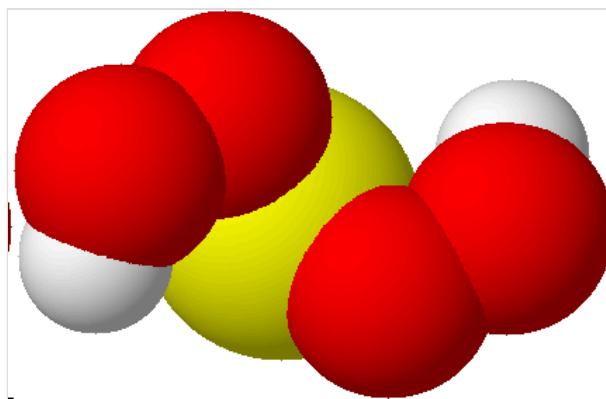


Bild 3.35: Verschiedene Strukturformeln

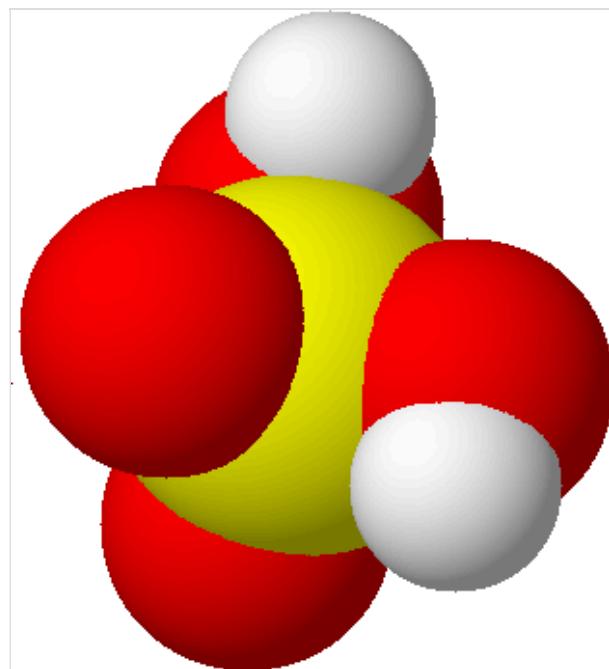


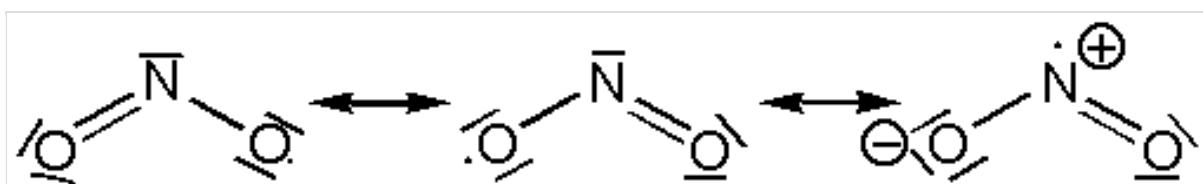
Bild 3.36: Verschiedene Strukturformeln

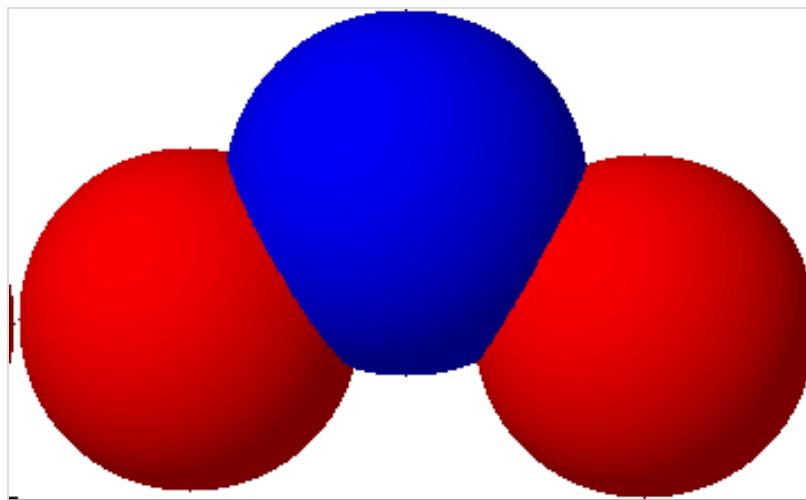
Hier finden Sie eine Übung, die Ihnen helfen soll, die bisherigen Kenntnisse zur Bindungslehre zu überprüfen und festigen.

Spezielle Moleküle

Mit der bisher erworbenen Information können viele Strukturformeln von Molekülen erarbeitet werden. Trotzdem existieren immer noch Stoffe, deren Moleküle nicht befriedigend beschrieben werden können. Im Folgenden werden drei solche Beispiele aufgeführt:

NO_2 Stickstoffdioxid





Egal wie man es anstellt, beim Zeichnen der Strukturformel von NO_2 entstehen Probleme. Es bleibt ein einzelnes ungepaartes Elektron zurück. Dies ist ein für das Molekül ungünstiger, "unangenehmer" Zustand. Damit erklärt sich auch die enorme Reaktionsfreudigkeit des Stoffes, der mit allen Mitteln versucht, einen besseren Zustand zu finden.

Betrachtet man das Molekül NO_2 genauer, erwartet man einen asymmetrischen Aufbau (Doppelbindungen sind kürzer als Einfachbindungen bei identischen Bindungspartnern). Untersuchungen mittels Röntgenstrahlen, welche die genaue Struktur des Stoffes abbilden, zeigen jedoch, dass das Molekül vollkommen symmetrisch gebaut ist. Die gemessenen Bindungslängen sind länger als die zu erwartende Bindungslänge einer Doppelbindung, aber kürzer als die zu erwartende Bindungslänge einer Einfachbindung. Die wissenschaftliche Erklärung für dieses Phänomen ist die, dass der Stoff in sich selbst Elektronen verschiebt. Dadurch wechseln beide Bindungen stetig zwischen Einfach- und Doppelbindung ab. Die gemessenen Bindungslängen stellen einen "Mittelwert" zwischen den beiden Zuständen dar. Diese beiden Zustände, zwischen denen das Molekül scheinbar hin und her wechselt, heißen Grenzstrukturen. Sie geben die Extremsituationen des Moleküls wieder. Dies ist die beste Möglichkeit das Molekül zu beschreiben. Seine effektive Struktur liegt zwischen den Grenzstrukturen. Von diesem Umstand leitet sich auch der Fachbegriff für ein derartiges Verhalten ab, man spricht von **Mesomerie** (grch. mesos =Mitte), bzw. mesomeren Grenzstrukturen. **Mesomerie** führt immer zu einer Stabilisierung, einer erniedrigten Energie des Moleküls.

Man trifft das Phänomen **Mesomerie** nicht nur bei Molekülen, die ungepaarte Elektronen aufweisen an (NO_2), sondern eigentlich immer, wenn es von den elektronischen Gegebenheiten eines Moleküls her möglich ist.

Ungepaarte Elektronen in Molekülen sind besonders reaktionsfähige Stellen. Sie heißen **Radikalstellen**, die Moleküle selbst **Radikale**.

Analog zum Stickstoffdioxid lassen sich Strukturformeln für **Ozon** und **Kohlenmonoxid** finden:

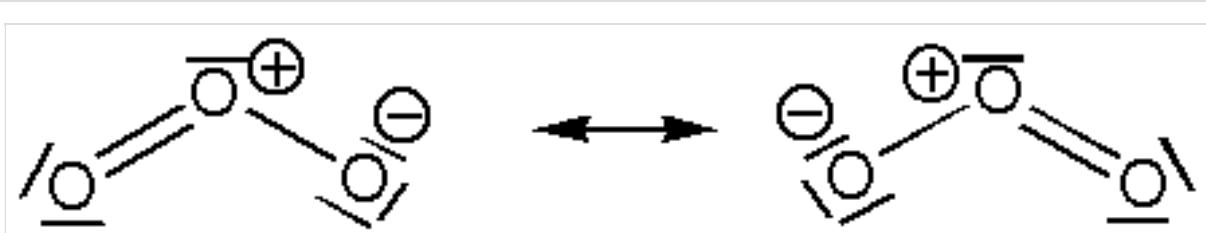


Bild 3.39: Ozon

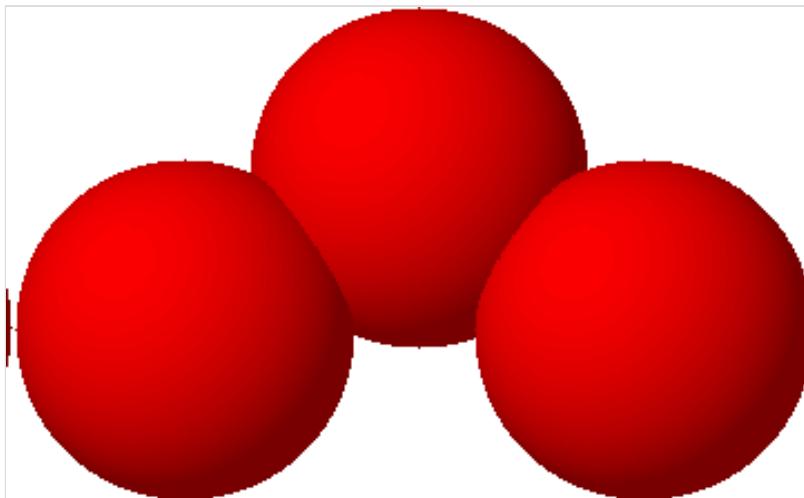


Bild 3.41: Ozon

Geladene Moleküle

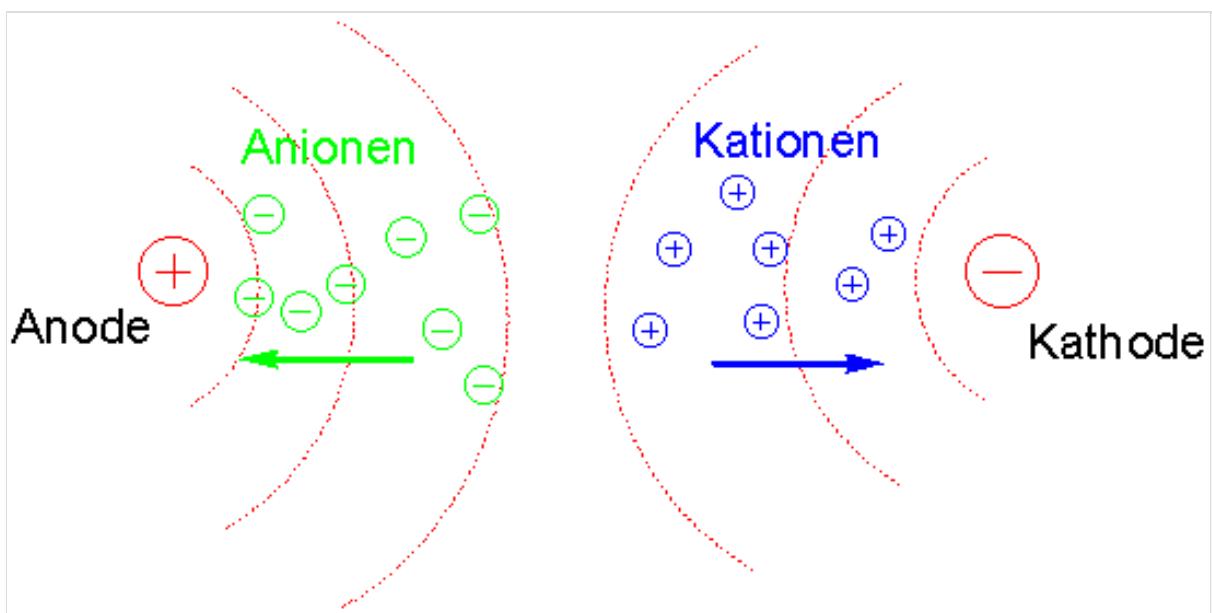


Bild 3.43: Anionen und Kationen

Geladene Moleküle sind Moleküle, die Elektronen an andere Stoffe abgegeben oder von anderen Stoffen aufgenommen haben. Geladene Stoffe werden generell als **Ionen** bezeichnet. Der Begriff "Ion" leitet sich ab vom griechischen Ausdruck "ionos", der Wanderer. In einem elektrischen Feld sind geladene Stoffe in der Lage zu wandern. Positiv geladene Stoffe wandern zum negativen Pol (Kathode), negativ geladene zum positiven Pol (Anode). Entsprechend ist die Bezeichnung für positiv geladene Stoffe negativ geladene zum positiven Pol "Kation", für negativ geladene Stoffe negativ geladene zum positiven Pol "Anion".

Die Strukturformeln der nachfolgenden geladenen Moleküle sind einfach zu erarbeiten.

Nitrition:

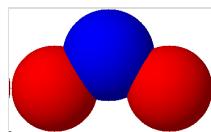


Bild 3.44:
Nitrition



Ammor

Bild 3.45: Nitration

Cyanidion:

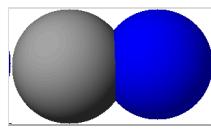
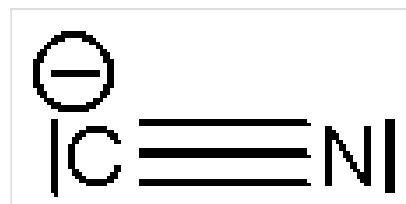


Bild 3.48:
Cyanidion



Nitratio

Bild 3.49: Cyanidion

Carbonation:

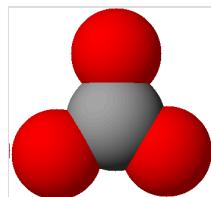
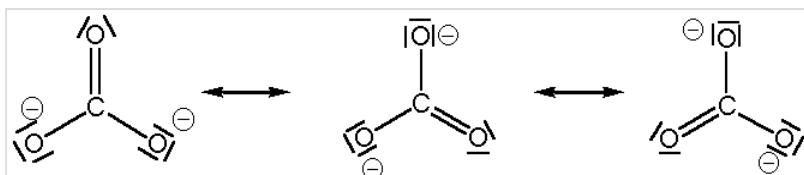


Bild 3.52:
Carbonation



Phospt

Bild 3.53: Carbonation

Sulfation:

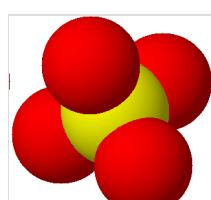
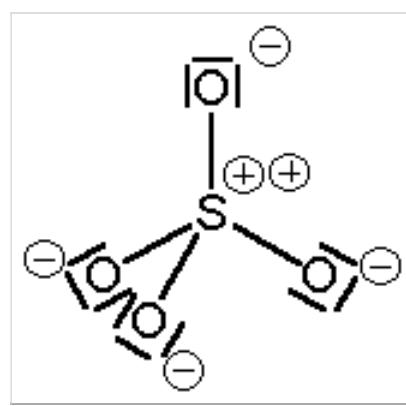


Bild 3.56:
Sulfation



Sulfitio

Bild 3.57: Sulfation

Hydroxidion:

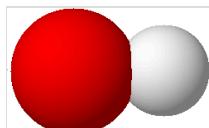


Bild 3.60:
Hydroxidion

Acetati

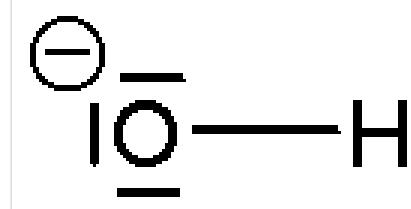


Bild 3.61: Hydroxidion

Tabelle 3.7: Geladene Moleküle

3.3 Die Ionenbindung

Betrachten wir die drei nachfolgenden Stoffe:

Stoff	Eigenschaft
F - F	apolare, kovalente Bindung
H - F	polare, kovalente Bindung
Na -? - F	Bindung zwischen einem Metall und einem Nichtmetall

Tabelle 3.8: Vergleich dreier Bindungstypen

Kovalente Bindungen sind Bindungen zwischen Nichtmetallatomen. Folglich darf die Bindung zwischen den Elementen Natrium und Fluor nicht gleich behandelt werden wie diejenigen zwischen Nichtmetallatomen. Auffallend bei der Na - F Bindung ist die hohe Elektronegativitätsdifferenz von 3.1 (0.9 bzw. 4.0). Man könnte also von einer extrem polaren Bindung sprechen. Hinsichtlich einer klaren Klassierung sieht man jedoch davon ab. Die Elektronenverteilung entlang der Na - F - Bindung ist extrem einseitig. Man geht als Modell davon aus, dass das Elektron, welches Natrium zur Bindung beisteuert, vollständig zum Nichtmetallatom übergeht. **Es findet ein vollständiger Elektronenaustausch statt!** Da das Natriumatom ein Elektron abgegeben, das Fluoratom eines aufgenommen hat, sind aus den beiden Atomen geladene Stoffe, **Ionen**, geworden. Die Bindung zwischen Metallen und Nichtmetallen ist stets mit einem vollständigen Elektronenaustausch verbunden. Es entsteht eine Bindung zwischen unterschiedlich geladenen Ionen, eine **Ionenbindung**. Verbindungen zwischen Metallen und Nichtmetallen, **Ionenbindungen** werden als **Salze** bezeichnet.



Bild 3.64: Die Ionenbindung

Es ist nicht angebracht, zwischen einem Metall- und einem Nichtmetallion eine Bindung zu zeichnen. Der Strich, die Bindung, bedeutet gemeinsam verwaltete Bindungselektronen in einem Molekülorbital. Davon kann hier aber nicht die Rede sein, vielmehr müssen die Stoffe mit ihrer Ladung gekennzeichnet werden. In der **Verhältnisformel** eines Salzes werden die Ionenladungen allerdings weggelassen.

Na⁺ und F⁻ **NaF**
Ionenladungen Verhältnisformel

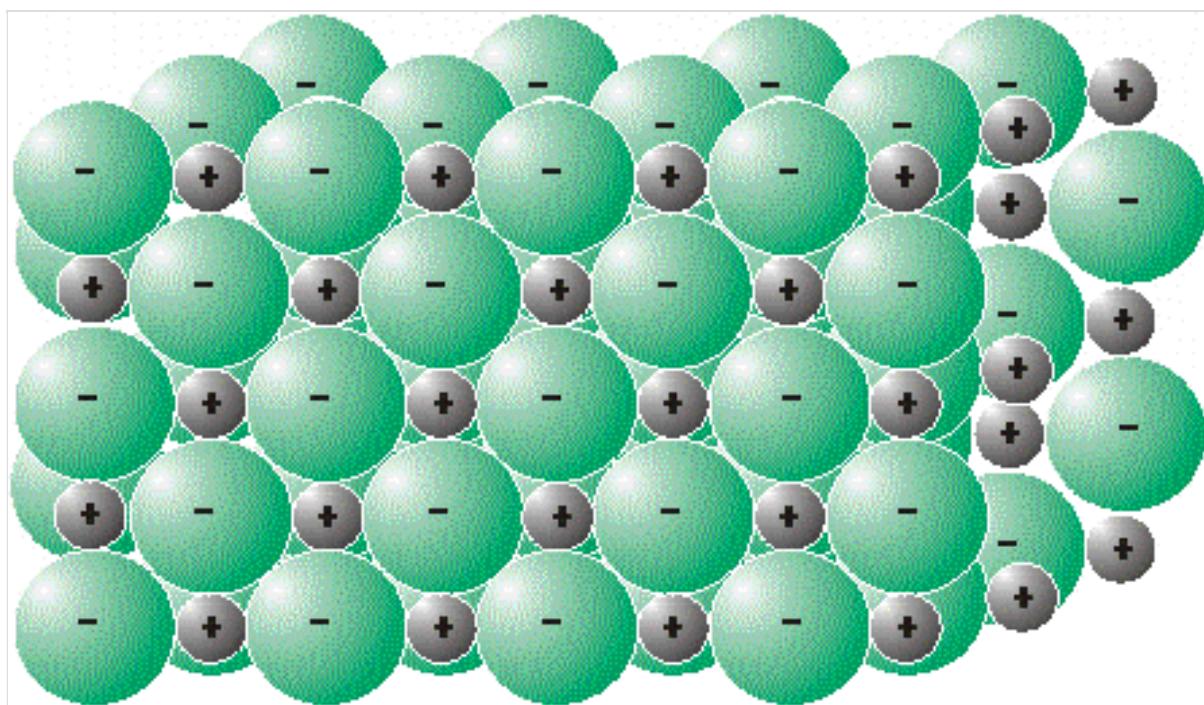


Bild 3.65: Das Salzgitter

Ein geladener Stoff übt auf seine Umgebung ein elektrisches Feld aus, was bewirkt, dass andere geladene Stoffe auf dieses reagieren und sich entsprechend anordnen. In dieser Weise können mehrere positiv geladene Ionen ein negatives Ion umgeben und umgekehrt. Es kommt zu einer regelmässigen Anordnung der Ionen im dreidimensionalen Raum, einem Ionen- oder **Salzgitter**. Der einfachste Fall eines Salzgitters ist das Gitter des Stein- oder Kochsalzes, NaCl. Es weist eine würfelförmige Geometrie auf:

Ein **Salzgitter** ist theoretisch ein unendlich ausdehnbares Gefüge aus Ionen. Es besitzt keinen Anfang und kein Ende. In diesem Sinn kann mit der Formel NaF nicht wiedergegeben werden, wie viele Ionen im Salzgitter vorhanden sind, sondern lediglich, in welchem Verhältnis

zueinander sie vorliegen. Eine **Salzformel** ist demzufolge eine **Verhältnisformel** der vorhandenen Ionen. Da das Salz als Ganzes entsprechend dem Elektroneutralitätsprinzip ungeladen sein muss, Ionen aber unterschiedliche Ladungen aufweisen, muss die **Verhältnisformel** eines Salzes den entsprechenden Ionen angepasst werden.

NaCl	bedeutet Salzgitter aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen	im Verhältnis 1:1
NaF	bedeutet Salzgitter aus Na^+ -Ionen und F^- -Ionen	im Verhältnis 1:1
CaO	bedeutet Salzgitter aus Ca^{2+} -Ionen und O^{2-} -Ionen	im Verhältnis 1:1
MgS	bedeutet Salzgitter aus Mg^{2+} -Ionen und S^{2-} -Ionen	im Verhältnis 1:1
MgCl₂	bedeutet Salzgitter aus Mg^{2+} -Ionen und Cl^- -Ionen	im Verhältnis 1:2
AlF₃	bedeutet Salzgitter aus Al^{3+} -Ionen und F^- -Ionen	im Verhältnis 1:3
Na₂O	bedeutet Salzgitter aus Na^+ -Ionen und O^{2-} -Ionen	im Verhältnis 2:1
Al₂O₃	bedeutet Salzgitter aus Al^{3+} -Ionen und O^{2-} -Ionen	im Verhältnis 2:3
LiNO₂	bedeutet Salzgitter aus Li^+ -Ionen und NO_2^- -Ionen	im Verhältnis 1:1
CaCO₃	bedeutet Salzgitter aus Ca^{2+} -Ionen und CO_3^{2-} -Ionen	im Verhältnis 1:1
Mg(CN)₂	bedeutet Salzgitter aus Mg^{2+} -Ionen und CN^- -Ionen	im Verhältnis 1:2
Al₂(SO₄)₃	bedeutet Salzgitter aus Al^{3+} -Ionen und SO_4^{2-} -Ionen	im Verhältnis 2:3

Tabelle 3.10: Beispiele von Verhältnisformeln

Die verschiedenen Ionenverhältnisse erfordern verschiedene Platzansprüche der einzelnen Ionen. Verschiedene Salze müssen verschiedene Salzgitter aufweisen. So existieren verschiedene Salzgitter, auf deren Strukturen hier jedoch nicht eingegangen wird. Welches Salz welches Gitter einnimmt, ist schliesslich eine Frage der Ionenladungen und der Grösse der Ionen.

Viele Eigenschaften von Salzen sind aus dem Alltag bekannt: Salze sind **spröde**, d. h. sie **brechen** leicht. Salze lassen sich in der Regel in Wasser lösen und besitzen relativ hohe Schmelz- und Siedepunkte. Im flüssigen Zustand und in gelöster Form leiten Salze den elektrischen Strom. Diese Eigenschaften werden im [5. Kapitel](#) eingehend erläutert.

Die Gitterenergie

Analog zur Bindungsenergie lässt sich der Begriff **Gitterenergie** formulieren: **Die Gitterenergie ist diejenige Energie, die bei der Bildung des Salzgitters freigesetzt wird, bzw. die Energie, die benötigt wird, um das Salzgitter zu zerstören.** Da es sich bei Salzgittern um **Ionengitter** handelt, werden sie durch elektrostatische Wechselwirkungen zusammengehalten.

Zur Abschätzung von Gitterenergien müssen nur die Ionenladungen und ihr Abstand berücksichtigt werden: Je kleiner die Ionen sind, desto geringer wird ihr Abstand, desto grösser ihre Anziehungskraft, desto höher die Gitterenergie. Je höher die Ladungen der Ionen im Salzgitter sind, desto grösser wird ihre Anziehungskraft, desto höher die Gitterenergie. Generell besitzen also Salze, die aus kleinen, hochgeladenen Ionen bestehen grosse

Gitterenergien und Salze, die aus grossen, wenig geladenen Ionen bestehen, kleine Gitterenergien. Die Tabelle der Gitterenergien (Quelle: H. R. Christen, Chemie, Sauerländer, 1984) verdeutlicht dies.

Generell lässt sich aussagen, dass Gitterenergien grösser sind als die Bindungsenergien kovalenter Bindungen.

Salz	Gitterenergie in kJ/mol
LiF	1019
LiCl	838
LiBr	798
LiI	742
NaCl	766
KCl	703
RbCl	665
CsCl	623
MgO	3929
CaO	3477
BaO	3042
Al ₂ O ₃	15100
MgS	3347
CaS	3084
BaS	2707
CaF ₂	2611
CaCl ₂	2146
CaBr ₂	2025
CaI ₂	1920

Tabelle 3.11: Gitterenergien von Salzen

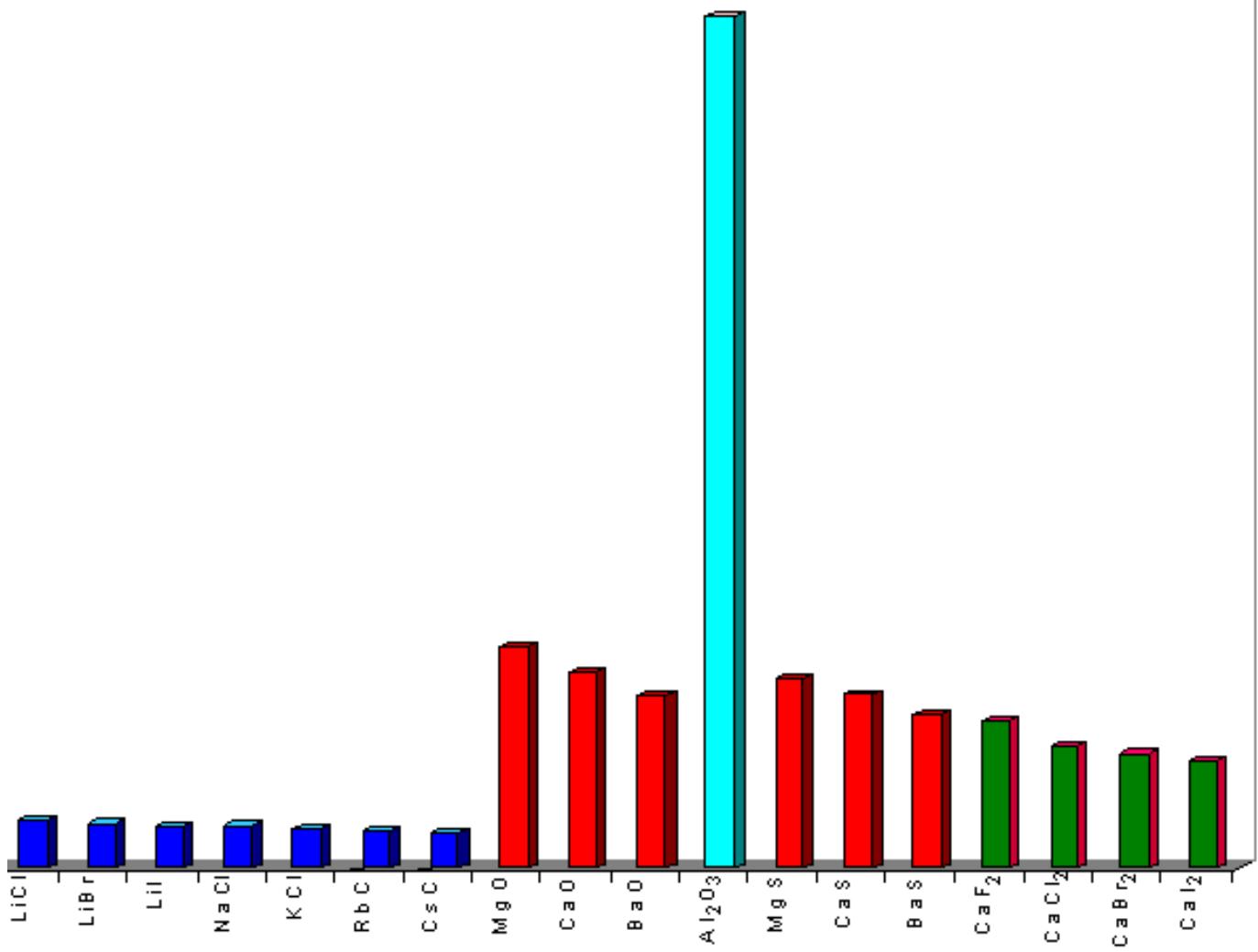


Bild 3.66: Gitterenergien von Salzen

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 2 und 3 der Übungsaufgaben.

3.4 Die Metallbindung

Über 80% aller natürlichen Elemente sind Metalle. Aufgrund ihrer elektronischen Eigenschaften sind sie nicht geeignet, kovalente oder ionische Bindungen untereinander auszubilden. Vielmehr wird ein dritter Bindungstyp, die Metallbindung, eingegangen. Metalle zeichnen sich unter anderem dadurch aus, dass sie relativ leicht einen Teil ihrer Valenzelektronen abgeben können. Wenn mehrere Metallatome vereint werden, so geschieht dies in der Weise, dass die einzelnen Atome einen Teil ihrer Valenzelektronen in einen gemeinsamen Pool, den **Elektronensee** oder das **Elektronengas**, abgeben. Die Elektronen im Elektronensee sind homogen verteilt zwischen den nun positiv geladenen **Metallröhren**. Sie halten die positiven Ladungen zusammen. Die Elektronen sind innerhalb des Sees frei

beweglich. Aufgrund verschiedener Atomradien und Anzahl abgegebener Valenzelektronen existieren mehrere Arten von [Metallgittern](#). Die einfachste Art wird hier dargestellt.

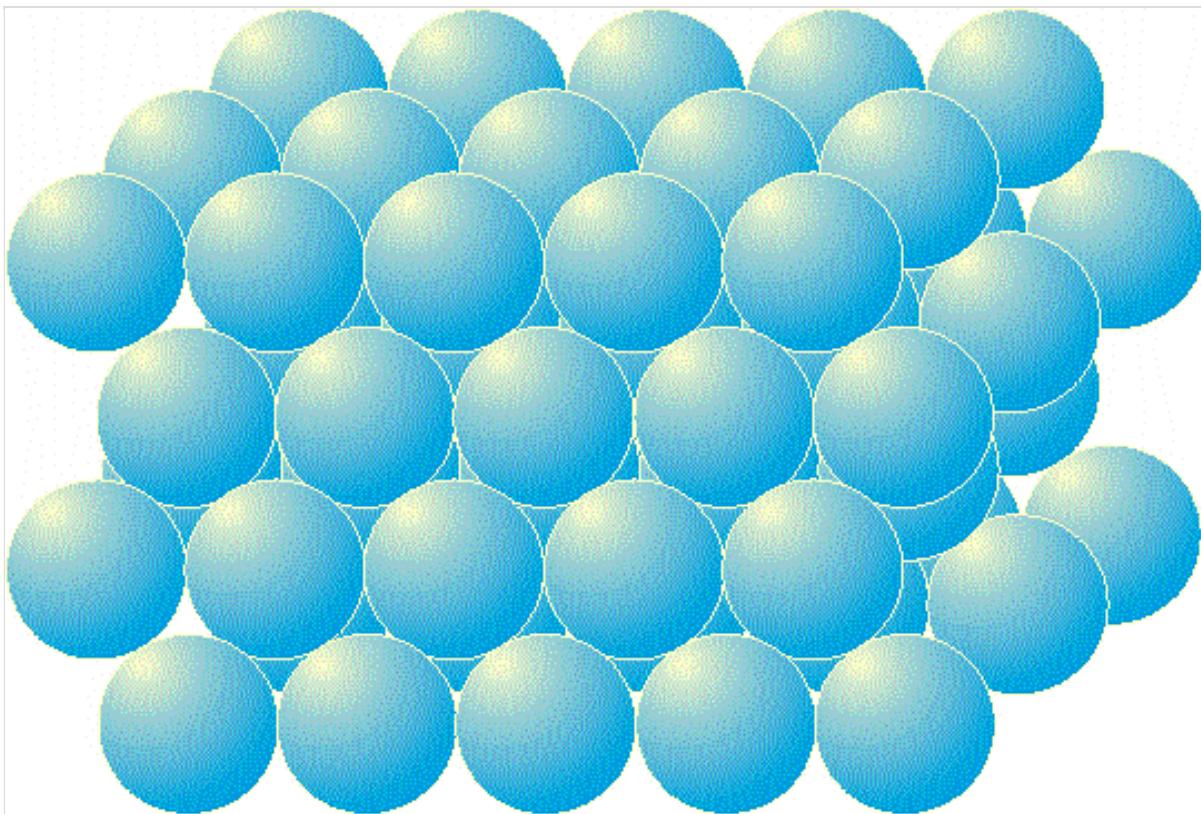


Bild 3.67: Das Metallgitter

Mit diesem einfachen Modell lassen sich die wichtigsten Eigenschaften der Metalle leicht erklären:

- **Metallglanz:** Resonanz der Elektronen im Elektronensee
- **Elektrische Leitfähigkeit:** freie Beweglichkeit der Elektronen im Elektronensee
- **Thermische Leitfähigkeit:** sehr gute Übertragung der [Wärmebewegung](#) von Atomrumpf zu Atomrumpf wegen des kompakten Gitters
- **Duktilität:** Leichtes Verschieben von Atomrumpfsebenen übereinander
- **Meist hohe Dichte:** kompaktes, dichtgepacktes Gitter gleich grosser Atomrümpfe
- **Meist hohe Schmelz- und Siedepunkte:** kompaktes Gitter mit starken Gitterkräften

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 4 der [Übungsaufgaben](#).

3.5 Zwischenpartikuläre Kräfte

Mit den drei Arten von Bindungen kann das Zustandekommen von Molekülen, Metallen und Salzen erklärt werden. Einige ihrer Eigenschaften lassen sich direkt aus den Modellen ableiten. Zwischen ungeladenen Stoffen existieren weitere Wechselwirkungen die sich vor allem auf die physikalischen Eigenschaften der Stoffe auswirken:

Wasser ist bei Zimmertemperatur eine Flüssigkeit. Sein Schmelzpunkt beträgt 0° C sein Siedepunkt 100° C . Gemäß dem Modell müssen im festen und flüssigen Aggregatzustand Wechselwirkungen zwischen den einzelnen Wassermolekülen bestehen, die beim Verdampfen gebrochen werden. Unterschiedliche Siedepunkte von Substanzen deuten also auf unterschiedlich starke Wechselwirkungen zwischen den Partikeln hin. Je stärker die Wechselwirkungen sind desto mehr Energie wird benötigt, um die Partikel voneinander zu trennen, um so höher ist der Siedepunkt der Substanz.

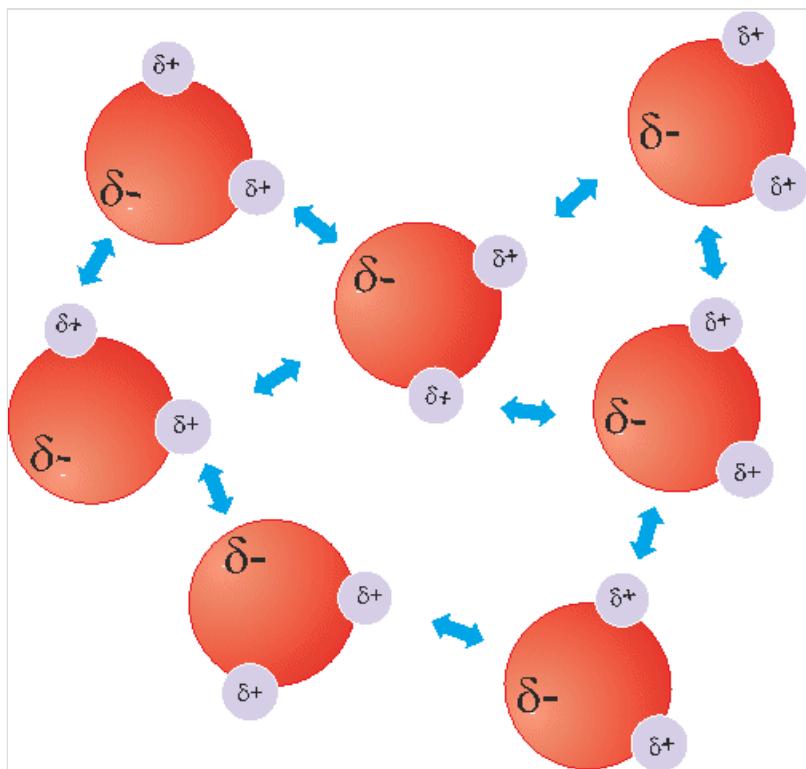


Bild 3.68: Dipol-Dipol-Wechselwirkungen bei Wassermolekülen

Wassermoleküle besitzen ein Dipolmoment, d. h. sie sind in der Lage sich in einem elektrostatischen Feld, das z. B. von einem anderen Wassermolekül aufgebaut wird, auszurichten. Aufgrund der unterschiedlichen partiellen Ladungen der Wasserstoff- und der Sauerstoffatome ziehen die Atome des einen Wassermoleküls die des anderen an. Es entsteht eine Wechselwirkung zwischen zwei oder mehreren Molekülen, die nicht als kovalente Bindung beschrieben werden darf, sondern als **elektrostatische Wechselwirkung**. Alle Moleküle, die über ein Dipolmoment verfügen, zeigen diese Art der

Wechselwirkung. Man nennt sie **Dipol-Dipol-Wechselwirkung**. Je ausgeprägter ein Dipol ist, um so stärker ist die entsprechende Wechselwirkung. Falls das eine an dieser Wechselwirkung beteiligte Atom ein Wasserstoffatom ist gebunden an ein Fluor-, Sauerstoff- oder Stickstoffatom, nennt man diese speziell starke Dipol-Dipol- Wechselwirkung **Wasserstoffbrücke**.

Die stärksten bekannten Dipol-Dipol-Wechselwirkungen notabene **Wasserstoffbrücken** treten zwischen HF - Molekülen auf. Ihre Energien betragen bis zu etwa 15% der Energien durchschnittlicher kovalenter Bindungen.

Der Umstand, dass Wasser im flüssigen Zustand bei 4° C seine grösste Dichte erreicht ist ungewöhnlich. Man spricht von der **Dichte-anomalie**. Die meisten Stoffe besitzen ihre grössten Dichten im Festkörper. Genau für dieses spezielle Verhalten sind aber die **Wasserstoffbrücken** verantwortlich. Sie drängen die Wassermoleküle in eine ganz bestimmte Struktur, eine **Sechseckstruktur**, welche Zwischenräume zwischen den Wassermolekülen erzeugt. Die Dichte-anomalie hat zur Folge, dass auf dem Grund gröserer Gewässer eine konstante Temperatur von 4° C herrscht und auch, dass Eis auf dem Wasser schwimmt.

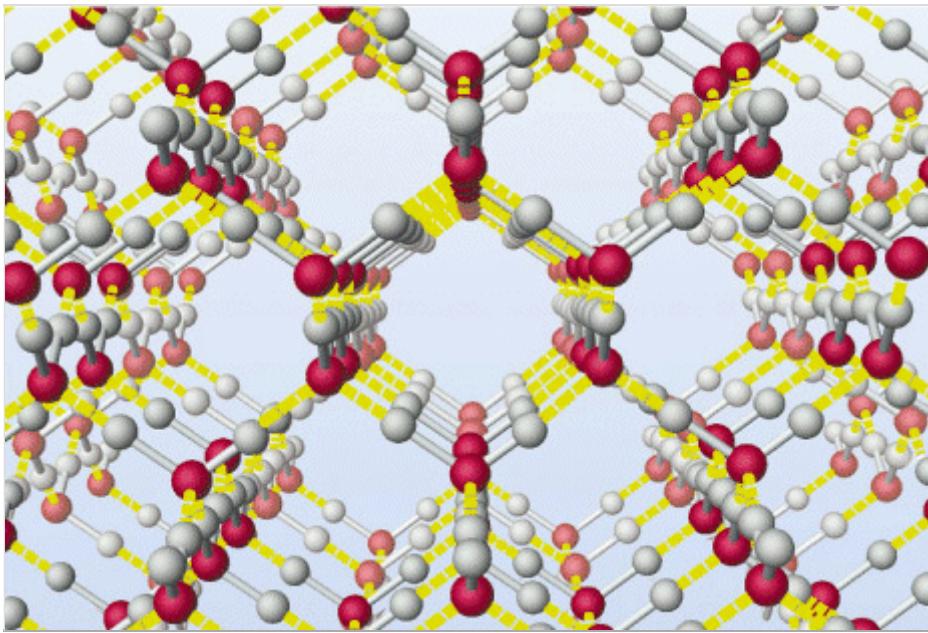


Bild 3.69: Das Eisgitter



Bild 3.70: Schneesterne

Aktive und passive Wasserstoffbrücken

Die Literatur beschreibt **aktive** und **passive** Wasserstoffbrücken. Aktive Wasserstoffbrücken werden ausgebildet von Molekülen, die die genannten Voraussetzungen erfüllen und Wasserstoffatome stark positiv polarisiert sind. Sie üben aktiv Wechselwirkungen auf negativ polarisierte Atome anderer Moleküle aus. Wechselwirkungen dieser Art können aber auch entstehen, wenn Wasserstoffatome eines Moleküls nicht oder nur schwach positiv polarisiert sind, wie zum Beispiel in Kohlenwasserstoffen wie Hexan. Diese Wechselwirkungen sind bedeutend schwächer, aber messbar und zum Teil auch von Bedeutung. Sie erklären, weshalb sich geringe Mengen von Hexan mit Wasser mischen lassen, resp. in Hexan geringe Mengen von Wasser vorhanden sein können. Um absolut reines, wasserfreies Hexan zu erhalten muss es speziell getrocknet werden um die Spuren von Wasser zu beseitigen.

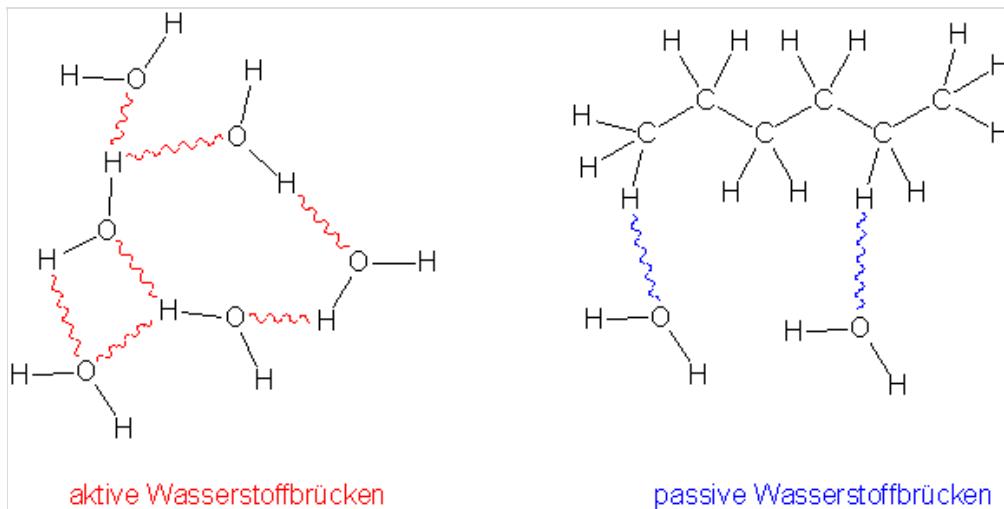


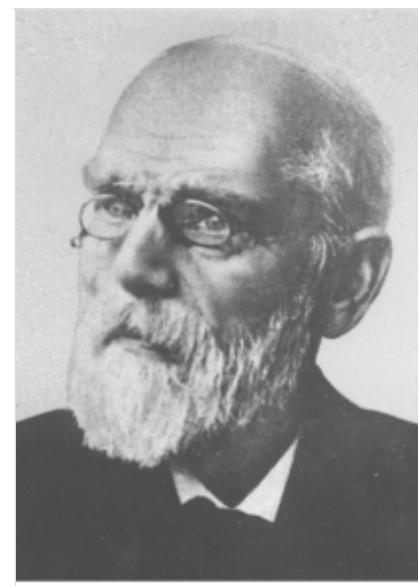
Bild 3.71: Aktive Wasserstoffbrücken

passive Wasserstoffbrücken

Van-der-Waals-Kräfte

Neben diesen relativ starken zwischenpartikulären Kräften, die nur zwischen Dipolen auftreten können, existieren Kräfte, die grundsätzlich zwischen den Partikeln aller Stoffe auftreten: Ein Atom ist ein Gebilde aus Kern und Hülle. Bei Temperaturen über dem absoluten Nullpunkt befindet sich ein Atom in Schwingung, d. h. Kern und Hülle bewegen sich. Da die Dimensionen und auch die Massen von Kern und Hülle sehr unterschiedlich sind, kann es kurzfristig dazu kommen, dass der Kern sich nicht im geometrischen Zentrum des Atoms befindet.

Daraus ergibt sich eine inhomogene Ladungsverteilung innerhalb des Atoms. Die eine Seite weist einen eher positiven die andere eher einen negativen Charakter auf. So ist kurzfristig ein Dipol entstanden. Man spricht von einem **induzierten Dipol** im Gegensatz zum **permanenten Dipol**, z. B. bei Wassermolekülen. Die Wahrscheinlichkeit, dass Kern und Hülle sich so gegeneinander verschieben, dass ein **induzierter Dipol** entstehen kann, steigt mit dem Volumen des Atoms. Dies bedeutet, dass grosse Atome stärkere Anziehungskräfte dieser Art aufeinander ausüben als kleinere Atome. Größere Anziehungskräfte bedeuten aber auch höhere Siedepunkte. Genau diese Kräfte zwischen den Partikeln sind zu brechen, um aus einem flüssigen einen gasförmigen Stoff zu machen. Die Siedepunkte der Edelgase bestätigen dieses Verhalten:



Waals, J. D. v. d.

Bild 3.72: Johannes Diderik Van-der-Waals

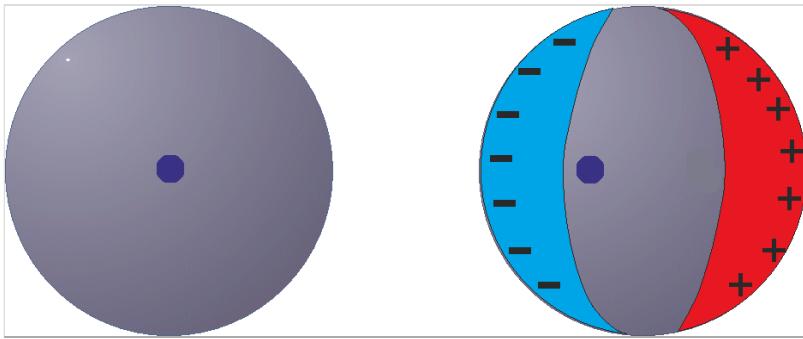


Bild 3.73: Entstehung induzierter Dipole

Element	Siedpunkt in °C
Helium	- 269
Neon	- 246
Argon	- 186
Krypton	- 153
Xenon	- 108
Radon	- 62

Tabelle 3.12: Die Siedepunkte der Edelgase

Diese Wechselwirkung heisst Van-der-Waals-Kraft (VdW), benannt nach dem holländischen Wissenschaftler Johannes Diderik Van-der-Waals. Er wurde 1910 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet.

Van-der-Waals-Kräfte  treten generell **bei allen Stoffen** auf. Bei kleinen Atomen oder Molekülen sind die Van-der-Waals-Kräfte klein, bei grösseren jedoch, z. B. beim Iod, können sie gross genug werden, um den Stoff bei Zimmertemperatur als Festkörper erscheinen zu lassen. Die **Reihen der Siedepunkte** einiger Verbindungen zeigen das Vorhandensein von Van-der-Waals-Kräften und Dipol-Dipol-Wechselwirkungen nebeneinander auf.

Verbindung	Siedpunkt in °C	Zwischenpartikuläre Kräfte
H ₂ O	100	starke DD, schwache VDW
H ₂ O	- 60	schwache DD, VDW
H ₂ Se	- 42	keine DD, VDW
H ₂ Te	- 2	keine DD, starke VDW

Tabelle 3.13: Die Siedepunkte einiger Verbindungen

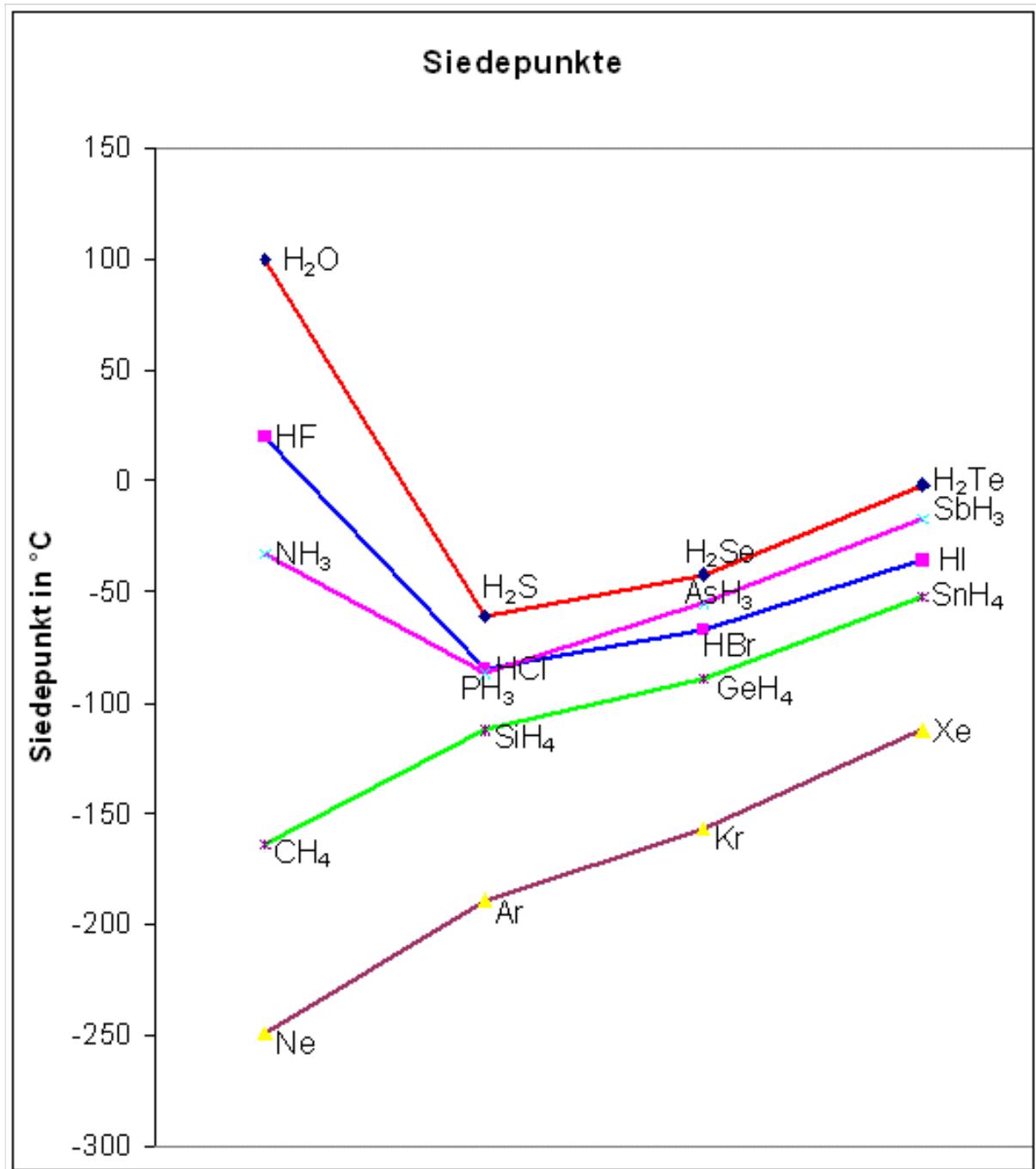


Bild 3.74: Die Siedepunkte einiger Verbindungen

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der Übungsaufgaben.

3.6 Übungsaufgaben

1. Ordnen Sie die nachfolgenden Fragmente nach steigender Bindungsenergie.



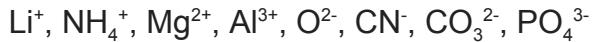
- a) C - F, C - O, C - N
- b) H - I, H - Br, H - Cl.
- c) C = C, C = O, C = N.

2. Ordnen Sie die nachfolgenden Salze nach steigender Gitterenergie.



- a) CaO, MgO, SrO, NaCl.
- b) LiF, LiI, CsI, CsBr, BeO.
- c) Al₂O₃, Al₂S₃, CaCl₂, Cs₂S.

3. Schreiben Sie die Verhältnisformeln der Salze auf, die sich durch Kombination der nachstehenden Ionen ergeben.



4. Erklären Sie die Duktilität von Metallen. Sind Salze ebenfalls duktil?



5. Ordnen Sie die nachfolgenden Verbindungen nach steigenden Siedepunkten.



- a) HF, HCl, HBr, HI.
- b) He, Ne, Ar, Kr, Xe.
- c) CO₂, NO₂, SO₂, CO.
- d) CH₄, C₂H₆, NH₃, H₂O.

3.7 Lernkontrolle

1. Das Element Wasserstoff kann

- maximal eine Bindung ausbilden
- nur Ionenbindungen ausbilden
- nur Doppelbindungen ausbilden

2. Bei einer kovalenten Bindung

- werden Elektronen verschoben
- werden Elektronen geteilt
- werden Ionen gebildet

3. Ein Dipol

- besitzt eine elektrische Ladung
- richtet sich in einem elektrostatischen Feld aus
- besteht aus Ionen

4. Die Bindungsenergie

- wird aufgebracht zur Bildung der Bindung
- wird aufgebracht zur Trennung der Bindung
- ist hoch bei Bindungen grosser Atome

5. Isomere besitzen

- dieselbe Strukturformel
- dieselbe Summenformel

c) gleiche chemische Eigenschaften

6. Die Elektronegativität

- a) ist ein Mass für die Ladung von Ionen
- b) ist ein Mass für die Anziehung von Bindungselektronen
- c) wirkt sich auf die Anzahl der möglichen Bindungen aus

7. Zwischen zwei O₂ - Molekülen

- a) treten Dipol - Dipol - Kräfte auf
- b) treten Van - der - Waals - Kräfte auf
- c) treten keine Kräfte auf

8. Besonders starke Dipol - Dipol - Kräfte heissen

- a) Van - der - Waals - Kräfte
- b) Dipole
- c) Wasserstoffbrücken

9. Zwischenpartikuläre Kräfte wirken sich aus

- a) auf den Siedepunkt
- b) auf die Stabilität
- c) auf kovalente Bindungen

10. Die richtige Verhältnisformel von Magnesiumchlorid lautet

- a) MgCl
- b) Mg₂Cl
- c) MgCl₂

11. Salze

- a) sind Verbindungen aus Metallen und Nichtmetallen
- b) leiten den elektrischen Strom
- c) sind verformbar

12. Geladene Moleküle

- a) sind Bestandteile von Molekülen
- b) sind Bestandteile von Salzen
- c) enthalten Ionenbindungen

13. Das Molekül CO₂

- a) ist gewinkelt
- b) ist tetraedrisch
- c) ist linear

14. Das Molekül NH₃

- a) ist planar
- b) ist linear
- c) ist tetraedrisch

15. Ein Kohlenstoffatom

- a) geht immer eine Vierfachbindung ein
- b) geht immer vier Bindungen ein
- c) geht immer polare Bindungen ein

16. Hybridorbitale

- a) sind Mischorbitale
- b) treten nur beim Element Kohlenstoff auf
- c) sind rechtwinklig zueinander

17. Die Gitterenergie ist

- a) die Energie, die aufgebracht werden muss, um ein Gitter zu bilden
- b) die Energie, die aufgebracht werden muss, um ein Gitter zu zerstören
- c) wirkt sich auf die Verhältnisformel aus

18. Metalle sind

- a) magnetisch
- b) verformbar
- c) spröde

19. Eine Dreifachbindung zwischen zwei gleich grossen Atomen hat

- a) die doppelte Bindungsenergie einer Doppelbindung
- b) die dreifache Bindungsenergie einer Einfachbindung
- c) die höhere Bindungsenergie als die Doppelbindung

20. Radikale sind

- a) sehr reaktionsfähige Stoffe
- b) Moleküle, die ein Elektronenpaar enthalten
- c) Atome, die keine Valenzelektronen besitzen

[korrigieren](#)

3.8 Literatur

- H. R. Christen
Chemie
Diesterweg/ Salle, Sauerländer, 1984
- **Handbook of Chemistry and Physics**
63 Ed., 1982
- W. Asselborn, M. Jäckel, K. T. Risch
Chemie heute, Sekundarbereich II
Schroedel, 1998
- Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996

- P. W. Atkins, J. A. Beran
General Chemistry 2nd Edition
Scientific American Library, 1992
- P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992

3.9 Web-Links

Edelgase

Information 
Information 
Information 

Elektronenkonfiguration

Information 
Information 

Atombindung

Information 
Information 
Information 
Information 

Bindungsenergie

Information 
Information 

Isomerie

Information 

Mesomerie

[Information](#) 

[Information](#) 

Ionenbindung

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

Ionengitter

[Information](#) 

[Information](#) 

[Information](#) 

Metallbindung

[Information](#) 

[Information](#) 

Wasserstoffbrücken

[Information](#) 

[Information](#) 

Van-der-Waals-Kräfte

[Information](#) 

3.10 Übungsaufgaben Strukturformeln

Übung zum Molekülbau:

In der ersten Spalte finden Sie eine Summenformel. Zeichnen Sie zu diesen Summenformeln Strukturformeln in die zweite Spalte. Bei Isomeren können Sie mehrere Lösungen angeben. Beschreiben Sie die Geometrie des gezeichneten Moleküls kurz aber prägnant. Geben sie schliesslich in der letzten Spalte an, ob es sich bei der gezeichneten Substanz um einen Dipol handelt oder nicht.

SUMMENFORMEL STRUKTURFORMEL GEOMETRIE DIPOL (JA/NEIN)

H₂O

CO₂

SO₂

PCl₃

HCN

C₂H₄

C₂H₂

C₃H₄

N₂H₄

H₃PO₄

NH₃

SiO₄H₄

C₂H₃Cl₃

C₅H₁₂

C₅H₁₀

H₂SO₄

H₂O₂

Tabelle 3.14: Molekülbau

Lösungen:

- Teil 1
- Teil 2
- Teil 3

Inhalt:

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

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



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

4.1 Die Alkalimetalle

Li	H	He
Na	Be	C
K	Mg	N
Rb	Sc	O
Cs	Ti	F
Fr	V	Ne
	Cr	
	Mn	
	Fe	
	Co	
	Ni	
	Cu	
	Zn	
	Ga	
	Ge	
	As	
	Br	
	Kr	
Ba	La	Xe
	Hf	
	Ta	
	W	
	Re	
	Os	
	Ir	
	Pt	
	Au	
	Hg	
	Tl	
	Pb	
	Bi	
	Po	
	At	
	Rn	
Ra	Ac	
	Dk	
	Sg	
	Bh	
	Uup	
	Uog	
	Uhp	
	Ufp	
	Ufg	
	Ufg	
	Ce	
	Pr	
	Nd	
	Yb	
	Sm	
	Eu	
	Ho	
	Dy	
	Tb	
	Tm	
	Er	
	Lu	
	Th	
	Pa	
	U	
	Ip	
	Po	
	Os	
	Br	
	Co	
	Gd	
	Eb	
	Pm	
	Ds	
	Hp	
	Uis	
	Uip	

Bild 4.1: Die Alkalimetalle

Die Elemente

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

Eigenschaften

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

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

Elektronenkonfiguration von Edelgasen auf.



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

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

Vorkommen

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

Gewinnung

Die Alkalimetalle

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

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

Physiologische Bedeutung

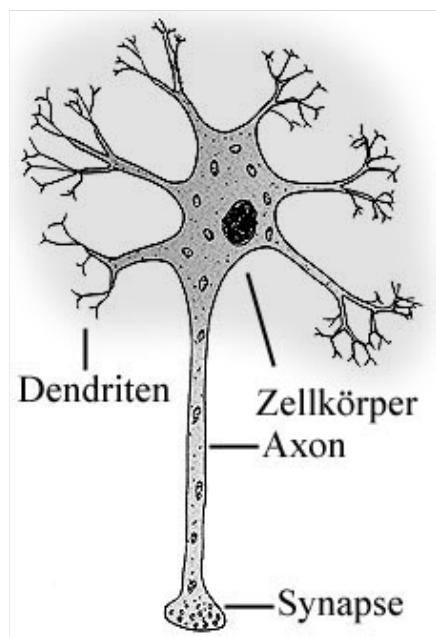


Bild 4.3: Eine Nervenzelle

lassen.

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

Simulation der Nervenreizung

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

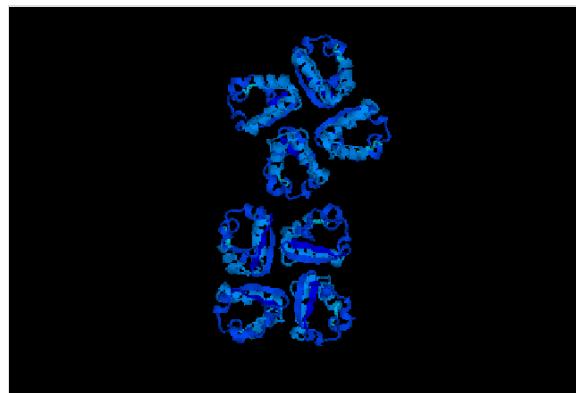


Bild 4.4: Kaliumkanalproteine

Spezielles

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

Balmer und Lyman beschrieben und deuteten als erste das Linienspektrum von Wasserstoff.

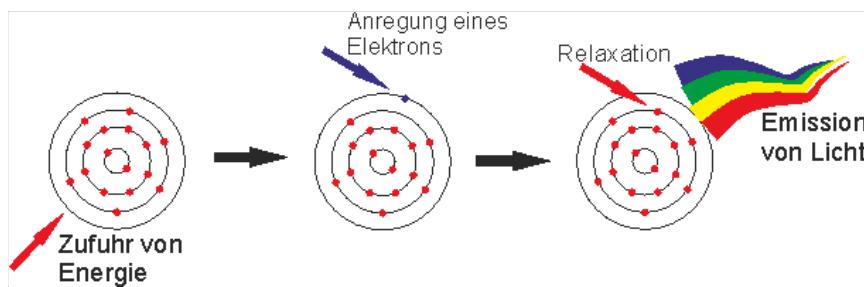


Bild 4.5: Emission



Johann Jacob Balmer

Bild 4.6: Johann Jacob Balmer

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

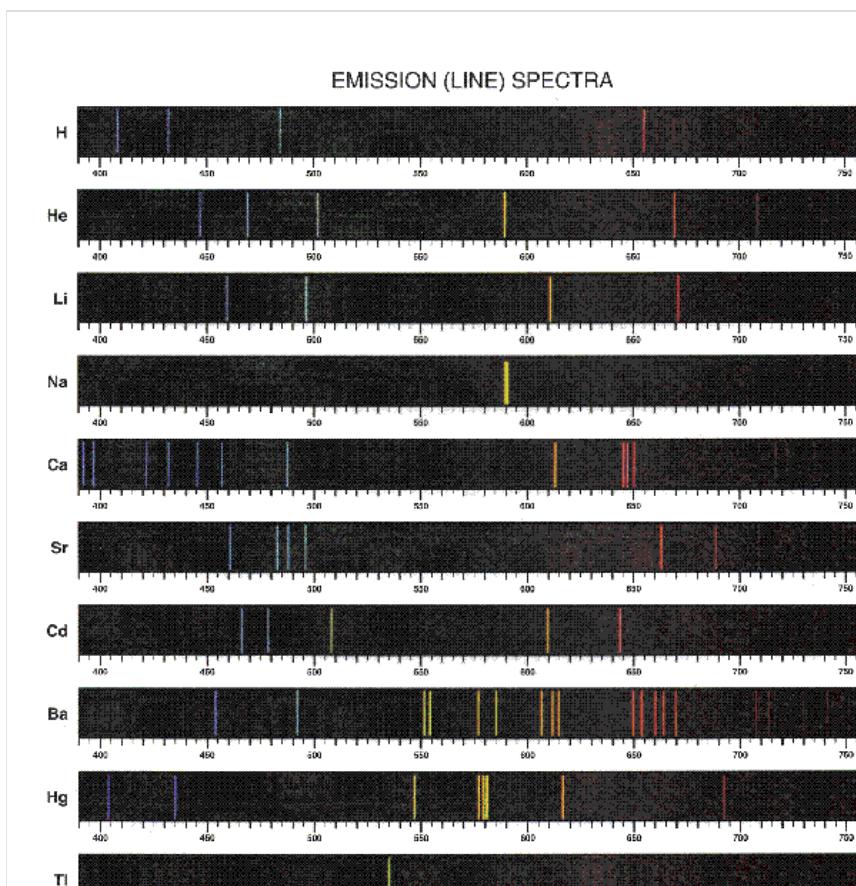


Bild 4.7: Linienspektren verschiedener Elemente

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

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

Tabelle 4.1: Alkalimetalle

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

4.2 Die Erdalkalimetalle

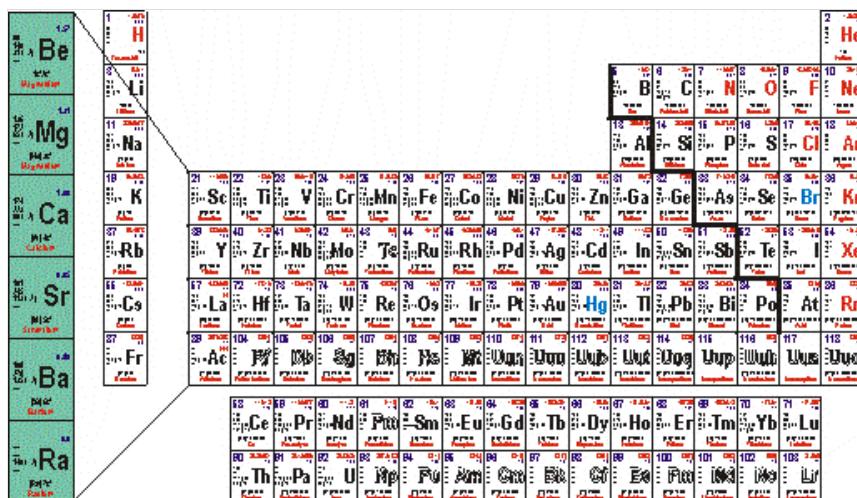


Bild 4.8: Die Erdalkalimetalle

Die Elemente

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

Ihre Eigenschaften

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

Erdalkalimetalle

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



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

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

Vorkommen

Die Erdalkalimetalle sind aufgrund ihrer immer noch hohen Reaktivität in der Natur **nicht in elementarer Form** anzutreffen. Man findet sie ausschliesslich in Form ihrer Ionen, in Salzen – entweder gelöst in Wasser oder in Salzstöcken (Salinen). Da die Ionen der Erdalkalimetalle zweifach positiv geladen sind, können durchaus Salzgitter mit hohen Gitterenergien gebildet werden. Diese Salze sind schwerlöslich, aber durchaus in der Natur anzutreffen:

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

Tabelle 4.2: Schwerlösliche Salze

Physiologische Bedeutung

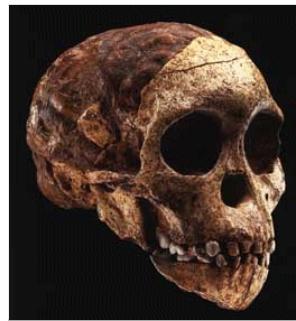


Bild 4.9: Ein Schädel

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

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

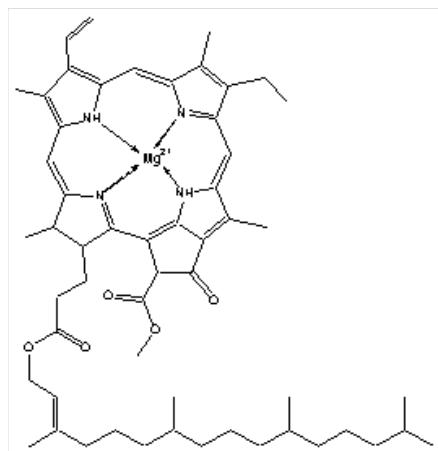


Bild 4.10: Chlorophyll

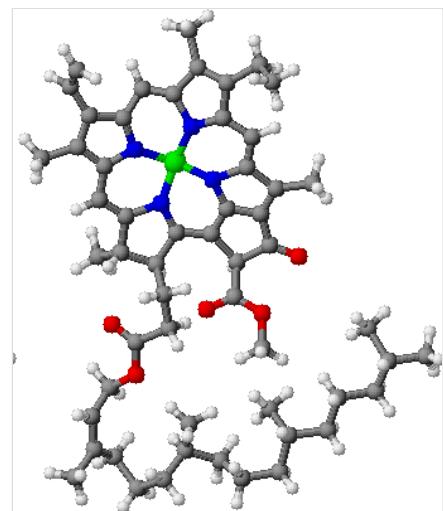


Bild 4.11: Chlorophyll

Spezielles

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

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

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



Bild 4.12: Ein Röntgenbild eines Magen-Darm-Trakts

	Beryllium Be	Magnesium Mg	Calcium Ca	Strontium Sr	Barium Ba	Radium Ra
Name	von Beryll, einem grünen Edelstein	Magnesia: kleinasiat. Stadt	calx lat: für Calcit	Strontian; Schottische Stadt	baryos grch: schwer	radius lat: (Licht)Strahl
Entdeckungsjahr	1798	1755	1808	1793	1808	1898
Elektronenkonfiguration	[He]2s ²	[Ne]3s ²	[Ar]4s ²	[Kr]5s ²	[Xe]6s ²	[Rn]7s ²
natürliche Isotope	⁹ Be	²⁴ Mg, ²⁵ Mg, ²⁶ Mg	⁴⁰ Ca, ⁴² Ca, ⁴⁴ Ca	⁸⁶ Sr, ⁸⁷ Sr, ⁸⁸ Sr	¹³⁶ Ba, ¹³⁷ Ba, ¹³⁸ Ba	
Massenanteil Erdhülle	0.006%	1.9%	3.4%	0.01%	0.003%	
häufige Vorkommen	Beryll, ($\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$), Smaragd, Aquamarin	Carbonate: Dolomit ($\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$)	Carbonate (CaCO_3), Gips (CaSO_4), Flussspat (CaF_2)	Cölestin, Strontianit	Baryt (BaSO_4)	
Technische Verwendung des Elements	Neutronenbremsstoff, Röntgentechnologie	Blitzlicht, Raketenanzünder, Unterwasserfackel	Legierungen	Legierungen, Zündkerze	Strahlentherapie	
Technische Verwendung von Verbindungen	Stahllegierungen, Uhrenbau	Leichtmetalllegierungen, Dünger, Magnesia	Gips, Mörtel, Beton, Kunstdünger	Feuerwerk, Farbpigmente, Radioröhren	Röntgenkontrastmittel, Enthaaren von Häuten, Gerberei(BaS)	Neutronenquelle, Zifferblätter

Tabelle 4.3: Erdalkalimetalle

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

4.3 Die Edelgase

The image shows a standard periodic table of elements. A vertical column on the right side of the table highlights the noble gases: Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe), and Radon (Rn). These elements are colored green, while the rest of the elements are in their original black and red colors.

Bild 4.13: Die Edelgase

Die Elemente

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

Eigenschaften

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

Vorkommen

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

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

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

Physiologische Bedeutung

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

Spezielles

Die Edelgase finden technisch Verwendung als

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

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

Tabelle 4.4: Die Zusammensetzung der Luft



Bild 4.14: Ein Zeppelin

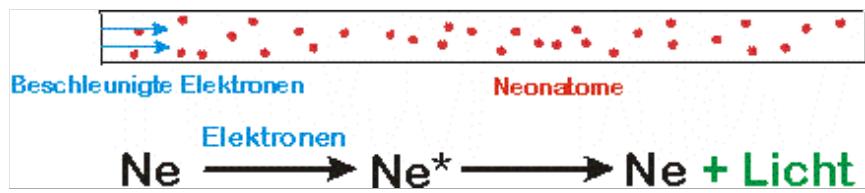


Bild 4.15: Eine Neonröhre

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

Tabelle 4.5: Edelgase

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

4.4 Die Halogene

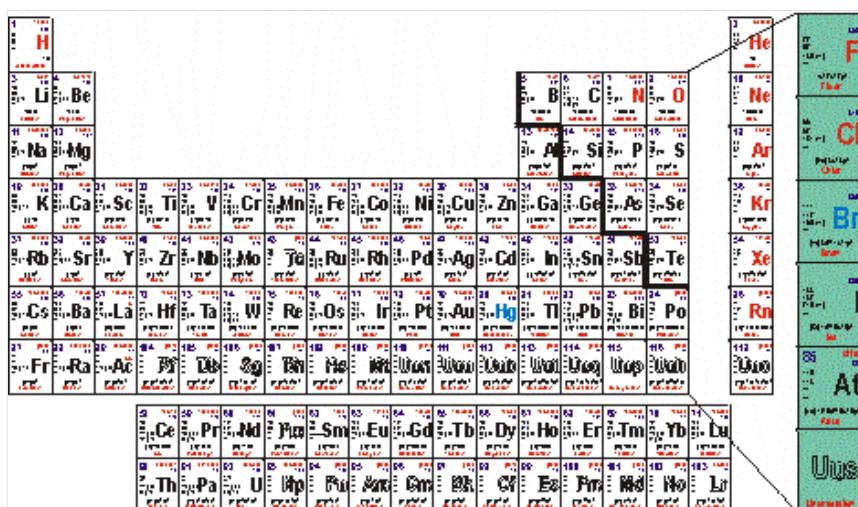


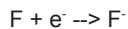
Bild 4.16: Die Halogene

Die Elemente

- Fluor
- Chlor
- Brom
- Iod
- Astat

Die Eigenschaften

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



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

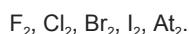
Element	Name des Ions
Fluor	Fluorid
Chlor	Chlorid
Brom	Bromid
Iod	Iodid
Astat	Astatid

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

Tabelle 4.6: Halogene und Halogenide

Vorkommen

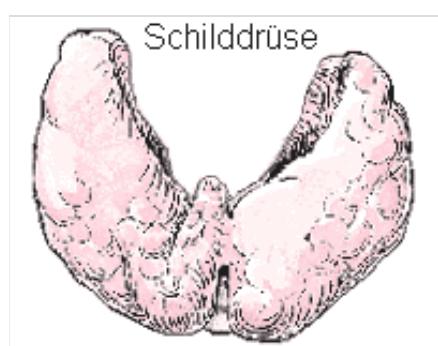
Die elementaren Formen der Halogene sind zweiatomige Moleküle:



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

Physiologische Bedeutung

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



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

Bild 4.17: Die Schilddrüse

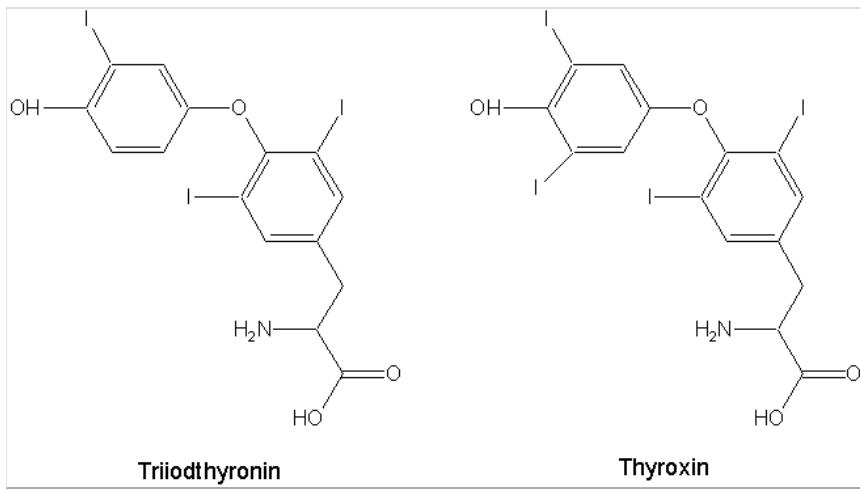


Bild 4.19: Die Schilddrüsenhormone Triiodthyronin und Thyroxin

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

Spezielles

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

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

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

Tabelle 4.7: Die Halogene

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

4.5 Die Chalkogene

Bild 4.20: Die Chalkogene

Die Gruppe der Chalkogene umfasst die Elemente

- Sauerstoff
 - Schwefel
 - Selen
 - Tellur

Die Eigenschaften

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

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

Vorkommen

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

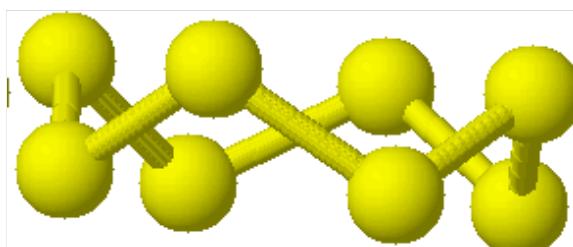


Bild 4.21: Kronenschwefel

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

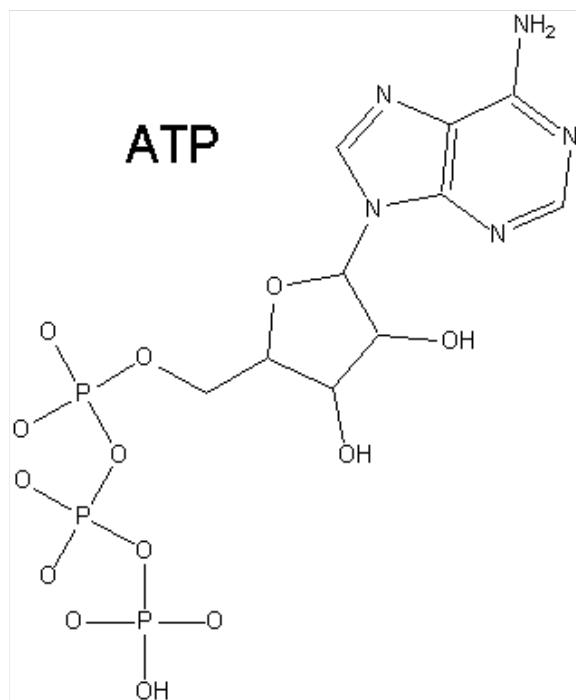
sich eine gummiartige, klebrige Masse, die aus kettenförmigen Schwefeleinheiten aufgebaut ist. Die Länge der Ketten ist nicht einheitlich, wodurch das Ganze keine kristalline Form annimmt, sondern eine **amorphe** (ungeordnete, gestaltlose) Struktur behält. Diese Form des Schwefels ist ebenfalls eine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

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

Physiologische Bedeutung

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

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



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

Spezielles

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

Bild 4.23: Adenosintriphosphat

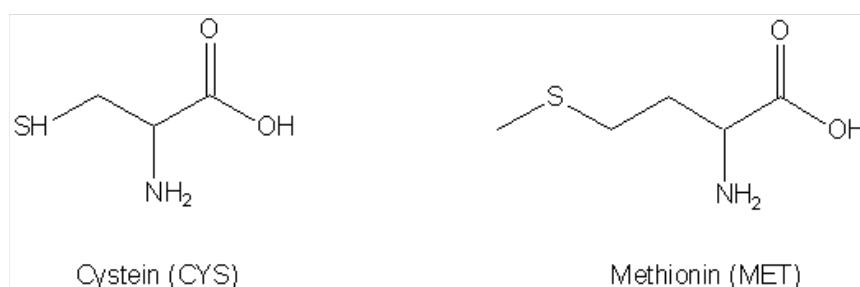


Bild 4.24: Cystein und Methionin



Bild 4.25: Dolinen von Dunmore

4.6 Die Elemente Stickstoff und Phosphor

A detailed view of the periodic table focusing on group 15 (nitrogen, phosphorus, arsenic, antimony, and bismuth). Nitrogen (N) is highlighted in red, and Phosphorus (P) is highlighted in green. The table shows atomic numbers, element symbols, and some physical properties like melting and boiling points.

Bild 4.26: Die Elemente Stickstoff und Phosphor

Die Eigenschaften

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

Die dreifach negativ geladenen Ionen N^3- (Nitrid) bzw. P^3- (Phosphid) existieren zwar, sind jedoch nicht sehr stabil. Es ist zu viel Ladung auf zu engem Raum vorhanden (hohe Ladungsdichte). Die beiden Elemente gehen deshalb fast ausschliesslich Verbindungen mit Nichtmetallen ein und bilden Moleküle.

Vorkommen

Das Element Stickstoff bildet in elementarer Form, dem zweiatomigen Molekül N_2 , den grössten Anteil der Luft (ca. 78 %).

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

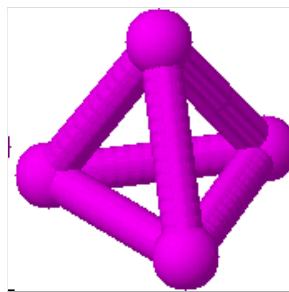


Bild 4.28: Weisser Phosphor

Physiologische Bedeutung

Das Element Stickstoff ist für einen Organismus lebensnotwendig. Es wird für den Aufbau von **Aminosäuren** und damit von **Proteinen** benötigt. Die meisten Pflanzen nehmen das Element in Form von Nitraten (NO_3^-) oder Ammoniumverbindungen (NH_4^+) durch die Wurzeln auf. Diese Stoffe werden dann zu Aminosäuren umgewandelt. Einige Pflanzen sind aber in der Lage den Stickstoff aus der Luft direkt zu verwerten und die Dreifachbindung zu spalten. Sie besitzen in ihren Wurzeln Wurzelknöllchen, in denen Knöllchenbakterien symbiotisch hausen. Diese Bakterien sind in der Lage mittels eines molybdänhaltigen Enzyms den Stickstoff zu binden (fixieren), zu spalten und ihn umzuwandeln.

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

Spezielles

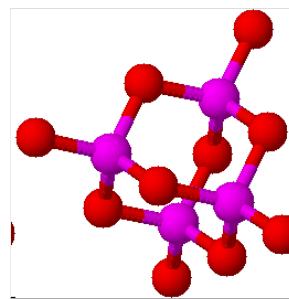


Bild 4.29: Das Verbrennungsprodukt von weissem Phosphor

Weisser Phosphor ist zwar thermodynamisch die energieärmste Modifikation des Elements bei hohen Drucken und Temperaturen, in seiner Struktur ist jedoch eine Menge Energie gespeichert. Die Ausbildung der P_4 -Tetraeder bedingt eine Restriktion des Tetraderwinkels (109Å°) der Orbitale auf 60Å° . Es entsteht so eine gespannte Anordnung der Verbindung, die sehr bereitwillig reagiert. Weisser Phosphor entzündet sich spontan an der Luft. Es bildet sich das Verbrennungsprodukt P_4O_{10} .

Weisser Phosphor ist hochgiftig und durchdringt selbst die Haut.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 5 und 6 der [Übungsaufgaben](#).

4.7 Die Elemente Kohlenstoff und Silicium

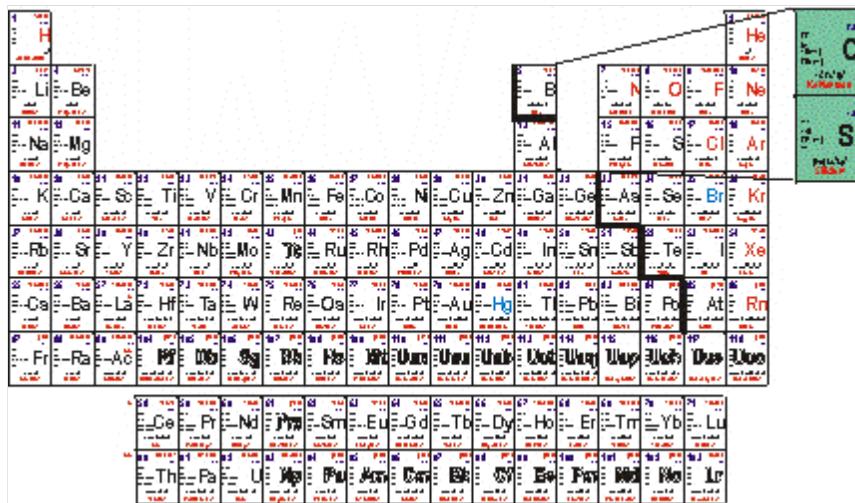


Bild 4.30: Die Elemente Kohlenstoff und Silicium

Die Eigenschaften

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

Vorkommen

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

[Diamant](#),

[Graphit](#) oder

[Fullerenen](#)

Diamant

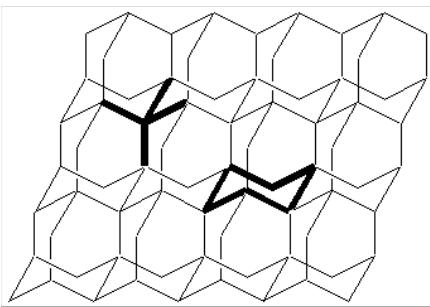


Bild 4.31: Diamant

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

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

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



Bild 4.32: Diamant

Graphit

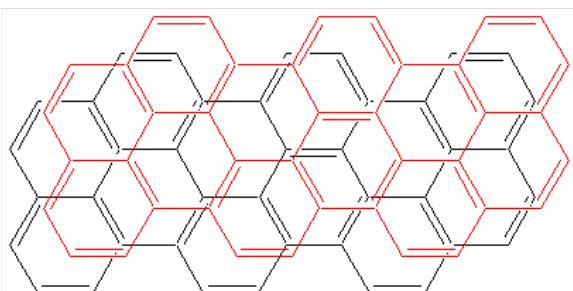


Bild 4.33: Graphit

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

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

Fullerenen

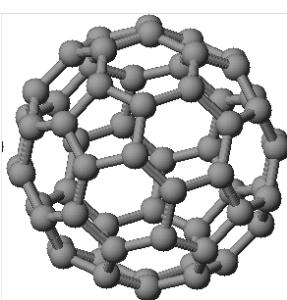


Bild 4.34: Fulleren

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

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

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

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

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

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



Physiologische Bedeutung

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

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

Bild 4.35: Ein Bergkristall

4.8 Die Übergangsmetalle

Bild 4.36: Die Übergangsmetalle

Die Eigenschaften

Die Elemente

Scandium bis Zink

Yttrium bis Cadmium

Lanthan bis Quecksilber

Die Eigenschaften

Die Übergangsmetalle weisen die typischen Eigenschaften von Metallen auf:

gute thermische und elektrische Leitfähigkeit

Duktilität

Metallglanz

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

Vorkommen

Die Übergangsmetalle sind in der Natur in zwei verschiedenen Erscheinungsformen anzutreffen:

Edle Übergangsmetalle, **Edelmetalle**, kommen in der Natur gediegen, d. h. in elementarer Form vor, in Nuggets, Flitter, Goldadern, so z. B. Gold, Silber, Platin, Kupfer.



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

Bild 4.37: Ein Goldnugget

Gewinnung

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

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

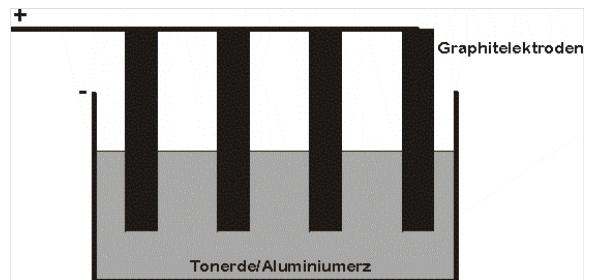


Bild 4.38: Schema der Schmelzflusselektrolyse

Physiologische Bedeutung

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

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 1,2,3,4,7 und 8 der Übungsaufgaben

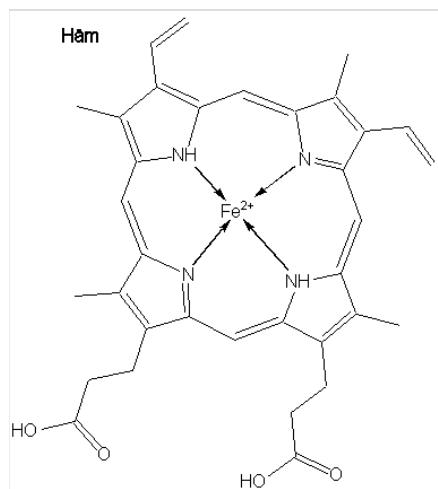


Bild 4.39: Häm

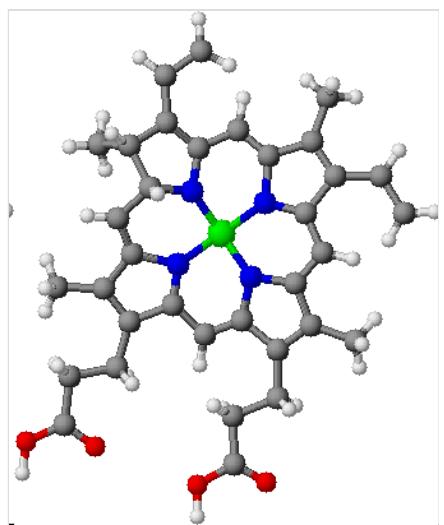


Bild 4.40: Häm

4.9 Trends im Periodensystem

Die Reaktivität der Metalle

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

The periodic table is shown with two large blue arrows. One arrow points from left to right across the rows, labeled "Reaktivität sinkt" (reactivity decreases). The other arrow points from top to bottom down the columns, also labeled "Reaktivität sinkt".

1 H	He
2 He	Ne
3 Li Be	B C N O F Ar
4 Na Mg	Al Si P S Cl Br Kr
5 K Ca	Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br I Xe
6 Rb Sr	Y Zr Nb Mo Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
7 Cs Ba	La Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
8 Fr Ra	Ac Rf Db Sg Bh Hs Mt Uun Uuh Uut Uuuq Uuuq Uuuq Uuo
9 Th Pa	U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr
10 Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu	

Bild 4.41: Die Reaktivität der Metalle

Die Reaktivität der Nichtmetalle

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

Die Reaktivität der Nichtmetalle sinkt von rechts nach links im Periodensystem

The periodic table is shown with two large pink arrows. One arrow points from right to left across the rows, labeled "Reaktivität sinkt" (reactivity decreases). The other arrow points from bottom to top down the columns, labeled "Reaktivität steigt" (reactivity increases).

1 H	He
2 He	Ne
3 Li Be	B C N O F Ar
4 Na Mg	Al Si P S Cl Br Kr
5 K Ca	Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br I Xe
6 Rb Sr	Y Zr Nb Mo Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
7 Cs Ba	La Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po At Rn
8 Fr Ra	Ac Rf Db Sg Bh Hs Mt Uun Uuh Uut Uuuq Uuuq Uuuq Uuo
9 Th Pa	U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr
10 Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu	

Bild 4.42: Die Reaktivität der Nichtmetalle

Die Atomradien

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

Relative Atomradien der ersten drei Perioden

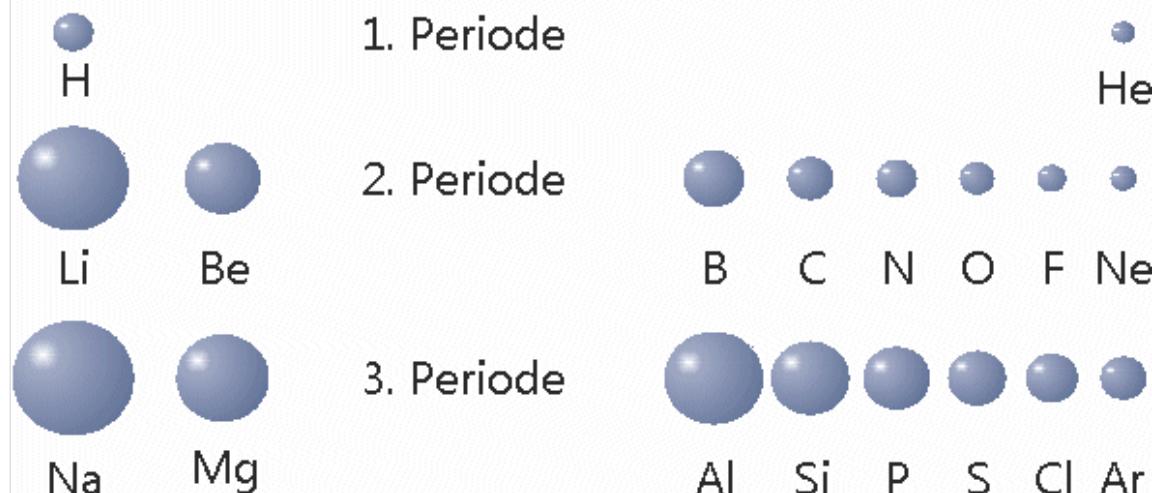


Bild 4.43: Atomradien

Atomradien

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

Relative Atomradien in ausgewählten Gruppen

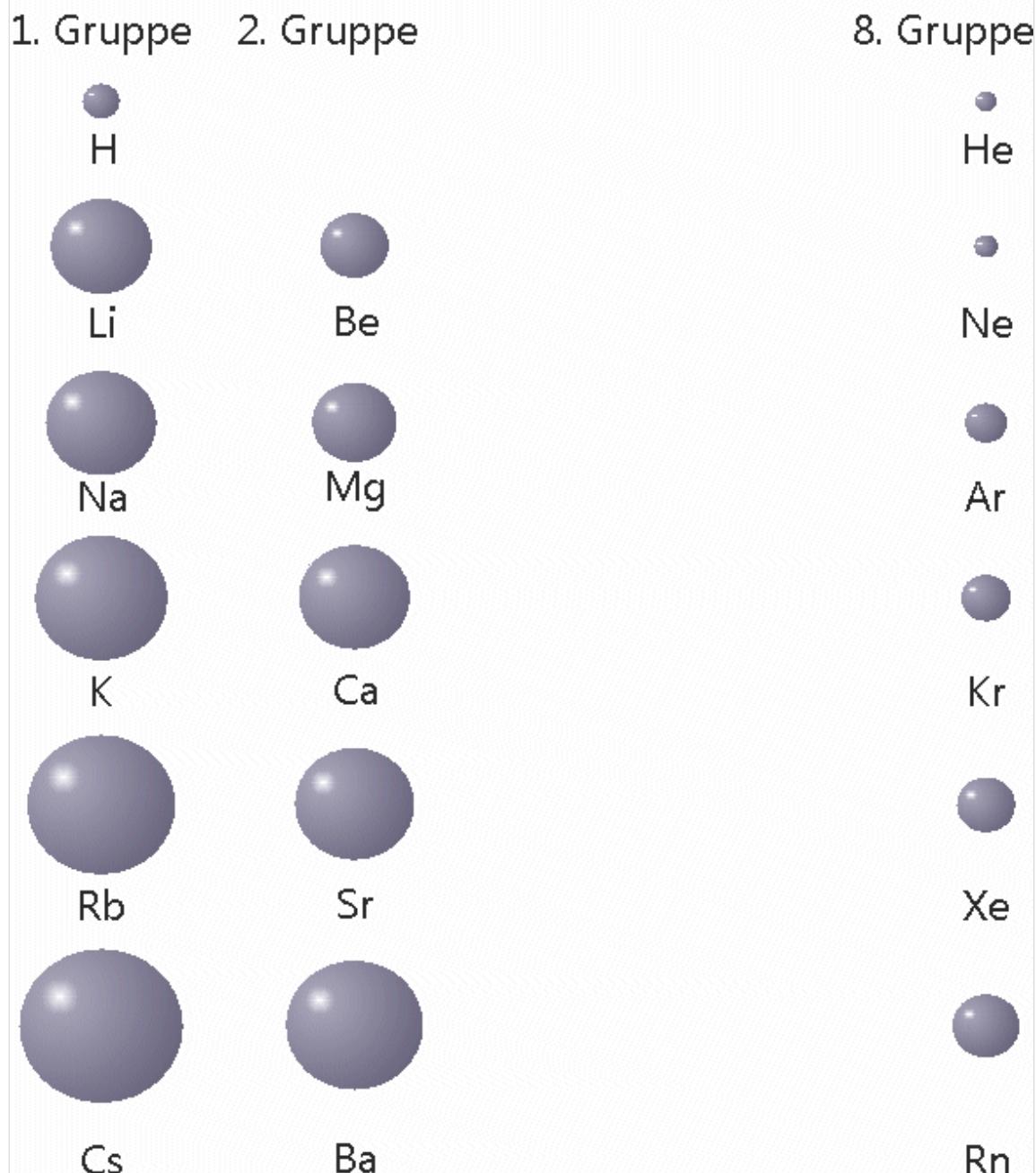


Bild 4.44: Atomradien

4.10 Übungsaufgaben

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

1.  Welches sind die beiden reaktivsten Elemente?
4.  Welche Elemente sind essentiell (lebensnotwendig)?
5.  Weshalb entzündet sich weisser Phosphor spontan an der Luft?
6.  Weshalb kann Stickstoff von den meisten Organismen nicht in elementarer Form aufgenommen werden?
7.  Welche Elemente sind am Aufbau von Skeletten und Schalen beteiligt?
8.  Warum sind Alkalimetalle giftig?

4.11 Lernkontrolle

1. Das unreaktivste Alkalimetall ist
a) Wasserstoff
b) Lithium
c) Cäsium
2. Das reaktivste Metall ist
a) Cäsium
b) Francium
c) Gold
3. Werden Alkalimetalle in die Flamme gebracht,
a) senden sie Licht aus
b) absorbieren sie Licht
c) senden sie Schallwellen aus
4. Erdalkalimetalle sind
a) reaktiver als Alkalimetalle
b) unreaktiver als Alkalimetalle
c) unreaktive Stoffe
5. In der Natur sind die Erdalkalimetale anzutreffen als
a) Salze
b) Metalle
c) Flüssigkeiten
6. Erdalkalimetalle sind beteiligt am
a) Aufbau von Knochen und Schalen
b) Aufbau von Nerven
c) Aufbau von Aussenskeletten von Insekten
7. Edelgase
a) sind sehr reaktionsfähige Elemente
b) bilden ausschliesslich Ionenverbindungen
c) sind sehr reaktionsträge Stoffe
8. Ein Element, das in der Natur elementar anzutreffen ist, ist
a) Gold
b) Chlor
c) Magnesium
9. Ein Element, das in der Natur atomar anzutreffen ist, ist
a) Gold
b) Platin
c) Argon
10. Die elementare Form von Schwefel ist
a) ein S₂ - Molekül

- b) ein S_6 - Molekül
- c) ein S_8 - Molekül

11. Halogene sind

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

12. Das reaktivste Nichtmetall ist

- a) Iod
- b) Astat
- c) Fluor

13. Weisser Phosphor

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

14. Das Element Stickstoff ist

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

15. Die Reaktionen mit elementarem Sauerstoff

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

16. Elementaren Kohlenstoff findet man in der Natur

- a) als CO_2
- b) als Diamant
- c) nicht finden

17. Fullerene

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

18. Graphit

- a) ist extrem hart
- b) leitet den elektrischen Strom
- c) bildet C_{60} -Einheiten

19. Edle Übergangsmetalle findet man in der Natur

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

20. Beim Hochofenprozess

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

4.12 Literatur

Div. Autoren

Biologie heute SII

Schroedel, 1996

Div. Autoren

Römpf - Lexikon der Chemie

63 Ed., 1982

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

W. Crutzen
Angaben an einem Vortrag, ETH, 1995

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

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

G. Anderegg
Skript zur Vorlesung Anorganische Chemie
1987

Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996

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

4.13 Web-Links

Alkalimetalle

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

Flammenfärbung

[Info](#) 

Johann Jakob Balmer

[Biographie](#) 

Erdalkalimetalle

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

Chlorophyll

[Info](#) 

Edelgase

[Info](#) 

[Info](#) 

Halogene

[Info](#) 

[Info](#) 

[Iod](#) 

Chalkogene

[Info](#) 

Sauerstoff

[Info](#) 

Schwefel, saurer Regen

[Info](#) 

[Info](#) 

[Saurer Regen](#) 

[Saurer Regen](#) 

Stickstoff

[Info](#) 

[Info](#) 

Phosphor

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

Diamant

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

Graphit

[Info](#) 

[Info](#) 

Fullerenen

[Info](#) 

[Info](#) 

Silicium

[Info](#) 

[Info](#) 

Hochofenprozess

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

Schmelzflusselektrolyse

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

Inhalt:

- [5.1 - Der Lösungsvorgang](#)
- [5.2 - Löslichkeiten und Konzentrationen](#)
- [5.3 - Das Löslichkeitsprodukt](#)
- [5.4 - Komplexionen](#)
- [5.5 - Eigenschaften von Lösungen](#)
- [5.6 - Übungsaufgaben](#)
- [5.7 - Lernkontrolle](#)
- [5.8 - Literatur](#)
- [5.9 - Web-Links](#)
- [5.10 - Tabelle Löslichkeitsprodukte](#)
- [5.11 - Zusatzaufgaben](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- wichtige Eigenschaften von verschiedenen Lösungsmitteln kennen
- Auskunft geben können über die Mischbarkeit verschiedener Lösungsmittel
- die Begriffe "Emulsion" und "Emulgator" kennen und beschreiben können
- den Lösungsvorgang eines Salzes in Wasser beschreiben können
- die Begriffe "Löslichkeit" und "Konzentration" kennen und damit rechnen können
- mit dem Löslichkeitsprodukt umgehen und Berechnungen durchführen können
- die Begriffe "Komplex" und "Komplexion" kennen und damit umgehen können
- das Zustandekommen der Farben der aquatisierten Übergangsmetallionen erklären können
- den Begriff "Chelatligand" und seine Bedeutung kennen
- einige Unterschiede zwischen Salzlösungen und dem reinen Lösungsmittel kennen und damit umgehen können

5.1 Der Lösungsvorgang

Viele Salze lösen sich in Wasser. Dies ist ein aus dem Alltag bekanntes Phänomen, wer hat nicht schon einmal Nudelwasser aufgesetzt oder Kochsalz in Wasser aufgelöst? Dass sich Salze in anderen Lösungsmitteln wie Alkohol oder Benzin schlechter oder gar nicht auflösen, ist aber weit weniger bekannt. Es sind die Eigenschaften der Lösungsmittel selber, die es möglich machen, ein Salz aufzulösen. Schliesslich muss das Salzgitter zerstört werden können, und dazu ist nicht jedes Lösungsmittel in der Lage. Man unterscheidet grundsätzlich zwischen zwei Arten von Lösungsmitteln: Die einen besitzen ein [Dipolmoment](#), die anderen nicht. Lösungsmittel, die ein [Dipolmoment](#) aufweisen, lassen sich untereinander mischen, wie z. B. Alkohol mit Wasser. Dass sich aber Wasser nicht mit Benzin mischen lässt, hängt damit zusammen, dass Benzin kein Dipolmoment besitzt. Eigentlich ist auch dies aus dem Alltag bekannt: Öl schwimmt auf Wasser, ohne sich zu durchmischen.

Es existieren selbstverständlich auch Flüssigkeiten, deren Moleküle ein schwaches Dipolmoment besitzen und dadurch eine begrenzte Durchmischung ermöglichen. Je nachdem,

ob der polare oder der apolare Teil dieser Moleküle stärker ausgebildet ist, ist die Mischbarkeit mit Wasser besser oder schlechter.

Die Literatur beschreibt **aktive** und **passive** Wasserstoffbrücken. Aktive Wasserstoffbrücken werden ausgebildet von Molekülen, die die genannten Voraussetzungen erfüllen und Wasserstoffatome stark positiv polarisiert sind. Sie üben aktiv Wechselwirkungen auf negativ polarisierte Atome anderer Moleküle aus. Wechselwirkungen dieser Art können aber auch entstehen, wenn Wasserstoffatome eines Moleküls nicht oder nur schwach positiv polarisiert sind, wie zum Beispiel in Kohlenwasserstoffen wie Hexan. Diese Wechselwirkungen sind bedeutend schwächer, aber messbar und zum Teil auch von Bedeutung. Sie erklären, weshalb sich geringe Mengen von Hexan mit Wasser mischen lassen, resp. in Hexan geringe Mengen von Wasser vorhanden sein können. Um absolut reines, wasserfreies Hexan zu erhalten muss es speziell getrocknet werden um die Spuren von Wasser zu beseitigen.



Mit einem Trick können aber auch Benzin und Wasser für eine bestimmte Zeit durchmischt werden. Man behilft sich mit einem Zusatzstoff, einem Emulgator. So kann eine zeitlich begrenzte Durchmischung erzwungen werden. Die so entstandene Lösung ist eine Emulsion, ein heterogenes Gemisch. Aus dem Alltag sind Emulsionen meist bekannt, z. B. Milch, Schokolade oder Crèmes. Der bekannteste natürliche Emulgator ist Lecithin, ein Stoff, den unter anderem Kühe produzieren. Damit lässt sich das Milchfett mit dem wässrigen Anteil eine gewisse Zeit durchmischen.

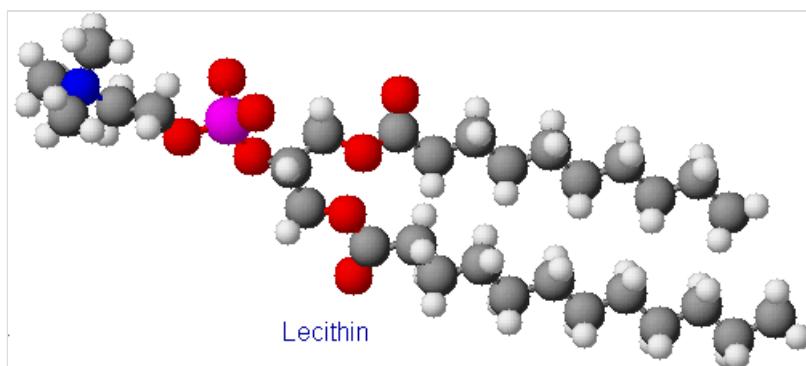


Bild 5.2: Lecithin

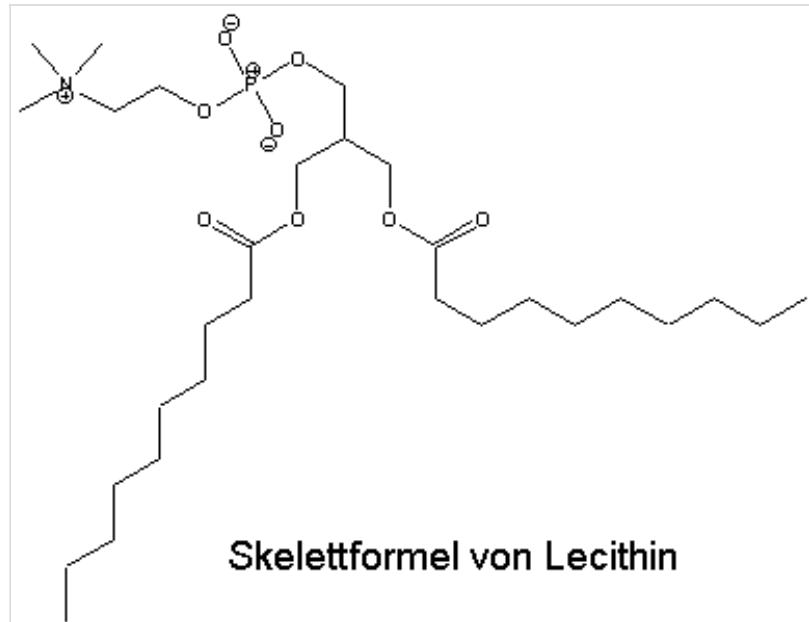


Bild 5.3: Lecithin

Die Eigenschaft, ein Salz auflösen zu können, besitzen nur Lösungsmittel, die ein Dipolmoment besitzen. Nur ihre Moleküle sind in der Lage, sich nach den **elektrischen Feldern des Ionengitters auszurichten** und Wechselwirkungen einzugehen. Die einzelnen Ionen des **Salzgitters** werden regelrecht ummantelt von Lösungsmittelmolekülen und schliesslich aus dem Gitterverband herausgerissen. Es entsteht ein Gebilde, bei dem ein Ion von ausgerichteten Lösungsmittelmolekülen umgeben ist und so sich mehr oder weniger frei bewegen kann. Die Lösungsmittelmoleküle, welche direkten Kontakt zu den Ionen besitzen, werden Solvathülle bzw. **Hydrathülle**, falls das Lösungsmittel Wasser ist, genannt.

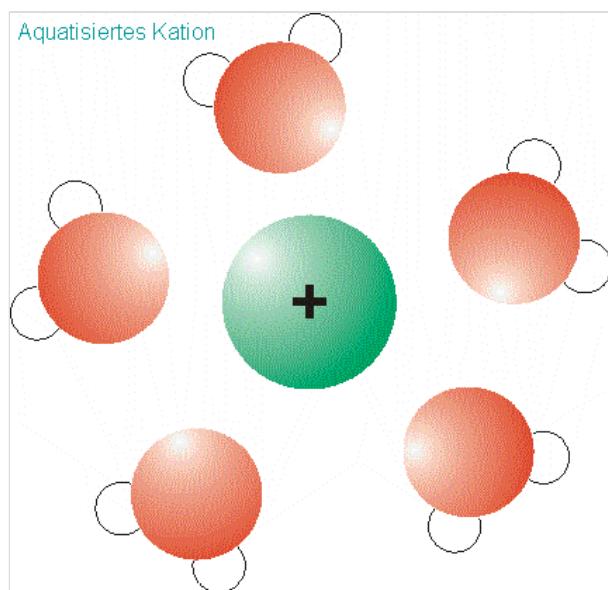


Bild 5.4: Die Hydrathülle eines Kations

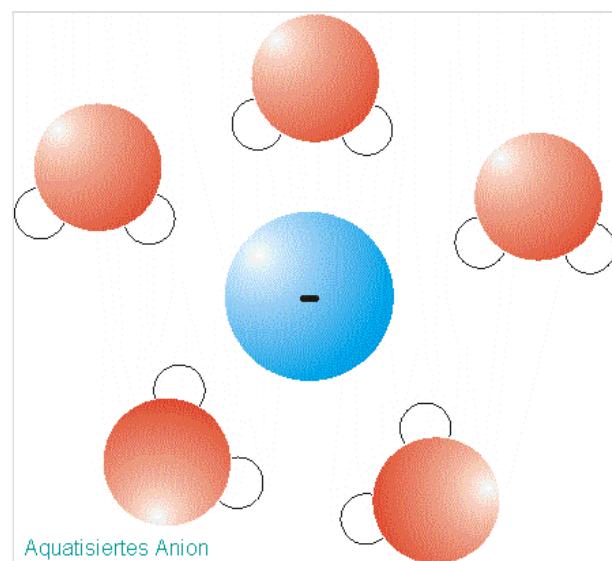
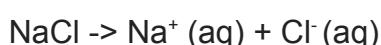


Bild 5.5: Die Hydrathülle eines Anions

Der **Prozess** lässt sich in Formeln wiedergeben:



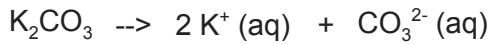
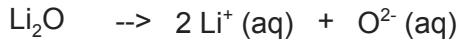
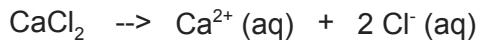


Tabelle 5.1: Formelschreibweise des Löseprozesses

Beobachtet man während des Lösevorganges die Temperatur der Lösung, stellt man fest, dass einige Salze beim Auflösen die Temperatur der Lösung zum Teil massiv verändern. Zum einen werden Temperaturerhöhungen (CaCl_2 , NaOH), zum anderen Erniedrigungen (KNO_3 , NH_4Cl) festgestellt. Beim **Löseprozess** wird Energie gebraucht, um das Salzgitter zu zerstören, die **Gitterenergie** ΔH_G . Es wird andererseits aber auch Energie freigesetzt, die **Hydratationsenergie** (oder Hydratisierungsenergie) ΔH_H , wenn die Wechselwirkungen zwischen Wassermolekülen und Ionen ausgebildet werden. Die beobachtete Temperaturdifferenz, die **Lösungswärme** ΔH_L , gibt nun Auskunft darüber, welche der beiden Energien grösser ist.

Es gilt:

$$\Delta H_L = \Delta H_G - \Delta H_H$$

Falls ΔH_L **kleiner ist als Null**, wird mehr Energie frei, als aufgewendet werden muss. Das heisst, dass sich in diesem Fall die Lösung während des Löseprozesses **erwärmte**.

Das Lösen von Salzen ist eine chemische Reaktion. Diese Aussage ist zwar nicht unumstritten und wird oft dementiert, kann aber mit guten Gründen als solche angesehen werden. Chemische Reaktionen laufen grundsätzlich nur dann spontan ab, wenn insgesamt Energie freigesetzt wird. Daraus folgt, dass die mit dem Thermometer gemessenen Wärmeenergien nicht die einzigen Energien sein können, die bei diesem Prozess umgesetzt werden.

5.2 Löslichkeiten und Konzentrationen

Die **Löslichkeit** beschreibt die Menge eines Salzes, die in einem bestimmten Volumen Wasser gelöst werden kann. Die Massangabe erfolgt in Gramm Salz pro Liter Lösung. Da sich verschiedene Salze in unterschiedlichen Mengen lösen, kann die Löslichkeit als Stoffkonstante betrachtet werden. Man kann bei Zimmertemperatur z. B. 380 g Kochsalz (NaCl) in 1 Liter Wasser lösen, von Natriumnitrat (NaNO_3) hingegen 900 g.

Die **Löslichkeit** eines Salzes ist temperaturabhängig. Von den meisten Salzen kann in heissem Wasser mehr gelöst werden als in kaltem. Es gibt allerdings einige wenige Ausnahmen, so z. B. Kochsalz (NaCl) oder Natriumsulfat (Na_2SO_4), welche bei höherer Temperatur keine höhere Löslichkeit aufweisen.

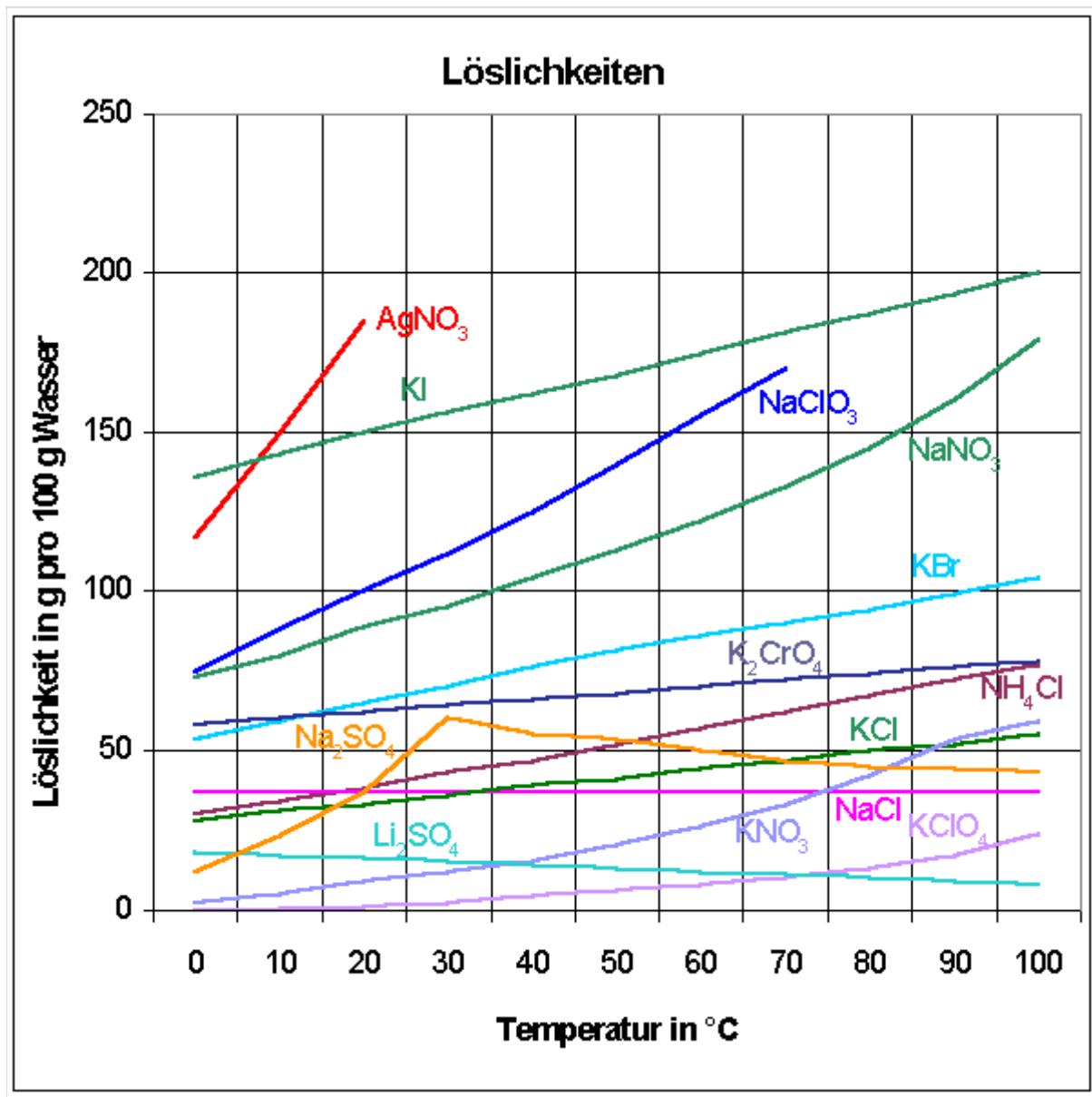


Bild 5.6: Löslichkeitskurven einiger Salze

Die Löslichkeit beschreibt die **maximale Menge** Salz, die in einem bestimmten Volumen Wasser bei einer bestimmten Temperatur gelöst werden kann. Ist genau diese Menge an Salz gelöst, spricht man von einer **gesättigten** Lösung. Eine weitere Zugabe von Salz führt zu einem **Bodenkörper** von nicht mehr lösbarem Salz. Beim Abkühlen einer gesättigten Lösung wird meist Salz **ausgefällt**. Liegt ein **Bodenkörper** vor, ist die überstehende Lösung stets **gesättigt**. Der Bodenkörper, das ungelöste Salz, und die gelösten Ionen stehen dabei in einem dynamischen Gleichgewicht. Ist die Löslichkeit eines Salzes in einer Lösung nicht erreicht, heißt die Lösung **verdünnt**. Wird einer verdünnten Lösung weiter Salz zugegeben, so wird dieses aufgelöst, bis die Lösung gesättigt ist.

Einen Spezialfall stellen Lösungen dar, bei welchen die Löslichkeit überschritten ist, **übersättigte** Lösungen. Es sind klare, meist zähflüssige (hochviskose) Lösungen, welche zur Kristallisation neigen. Die Kristallisation kann durch Impfung mit einem Keim spontan hervorgerufen werden.

Die Menge des Salzes, welche gelöst werden kann, wird in der wissenschaftlichen Welt selten mit der Masse des Salzes beschrieben. Es wird der eigentliche Begriff für die **Stoffmenge**

verwendet, das **Mol**. Die Konzentration ist ein Mass dafür, wieviele Teilchen sich in einem bestimmten Volumen befinden. So ist es angebracht, für die Konzentration eines Stoffes die Stoffmenge in mol pro Volumeneinheit Lösung anzugeben. Eine Lösung von z. B. 58.4 g Kochsalz (NaCl) in einem Liter Wasser enthält genau ein mol Salz pro Liter Lösung. Die Lösung hat eine **Konzentration von 1 mol pro Liter**.

Man schreibt:

$$c(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol/l} = 1 \text{ M}$$

Die **Einheit M** ist lediglich die Abkürzung für mol/l. Sie heisst **molar**.

Analog hat eine Lösung von 110.8 g CaCl₂ in 500 ml Wasser eine Konzentration von

$$c(\text{CaCl}_2) = (110.8 \text{ g} / 110.8 \text{ g/mol}) / 0.5 \text{ l} = 2 \text{ M}$$

Gerade bei dieser Lösung sei auf einen besonderen Punkt hingewiesen: Löst man 1 mol CaCl₂ in Wasser auf, so entstehen 1 mol Ca²⁺ (aq) und gleichzeitig 2 mol Cl⁻ (aq). Dieses Salzgitter enthält die Ionen Ca²⁺ und Cl⁻ im Verhältnis 1 zu 2. Man kann also als zusätzliche Information zur obigen Aussage festhalten:

$$c(\text{Ca}^{2+} \text{ (aq)}) = 2 \text{ M}$$

$$c(\text{Cl}^- \text{ (aq)}) = 4 \text{ M.}$$

Die Ionenkonzentrationen sind immer ganzzahlige Vielfache der Salzkonzentration. Die Faktoren sind aus der Verhältnisformel ersehbar.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 1 bis 7 der Übungsaufgaben. Falls Sie lieber etwas schwierigere Aufgaben lösen wollen, klicken Sie hier.

5.3 Das Löslichkeitsprodukt

Viele Salze können in relativ grossen Mengen in Wasser gelöst werden. Salze, deren Gitterenergie jedoch hoch ist, lösen sich nur in geringen Mengen. Dies ist bekannt von den schwerlöslichen Erdalkalimetallsalzen CaCO₃, Ca₃(PO₄)₂ oder BaSO₄. In vielerlei Hinsicht ist es aber wichtig zu wissen, wie wenig wenig ist, d. h. der Begriff "schwerlöslich" soll wörtlich genommen werden und die exakte Löslichkeit bestimmt werden. Es wäre sicher denkbar, die Löslichkeiten der wichtigsten schwerlöslichen Salze in Tabellenform zu erfassen, aus theoretischen Gründen wird aber das Löslichkeitsprodukt verwendet, um die Löslichkeit zu beschreiben. Das Löslichkeitsprodukt eines schwerlöslichen Salzes mit einem **Metallion M** und einem **Nichtmetallion X** ist wie folgt definiert:

$$L_p(M_m X_x) = c^m(M^{x+}) c^x(X^{m-})$$

Diese Formulierung ist sehr theoretisch; zugegeben. Mit einem einfachen Beispiel kann aber

verdeutlicht werden, wie daraus die Löslichkeit berechnet werden kann.

Ein numerisches Beispiel:

Das Löslichkeitsprodukt von BaSO_4 beträgt 10^{-10} M^2 . Welche Löslichkeit besitzt BaSO_4 ?

Zur Berechnung der Löslichkeit werden **zwei Gleichungen** benötigt:

Gleichung 1 Einsetzen in die Definition

$$c(\text{Ba}^{2+}) \times c(\text{SO}_4^{2-}) = 10^{-10} \text{ M}^2$$

Gleichung 2 Relative Ionenkonzentrationen bestimmen $c(\text{Ba}^{2+}) = c(\text{SO}_4^{2-})$

Tabelle 5.2: Berechnung der Löslichkeit

Diese Beziehungen lassen sich mathematisch auflösen, woraus sich ergibt

$$c(\text{Ba}^{2+}) = 10^{-5} \text{ M} \text{ oder } c(\text{BaSO}_4) = 10^{-5} \text{ M}$$

Dies ist die Sättigungskonzentration des Salzes, die **maximal erreichbare Konzentration**. Hieraus lässt sich mittels der Molmasse des Salzes die Löslichkeit berechnen. In diesem Fall beträgt sie **2.3 mg / l**.

Die nachfolgende Tabelle enthält einige schwerlösliche Salze und die dazugehörenden Löslichkeitsprodukte und Löslichkeiten (Quelle: W. Schneider, Praktikum in allgemeiner Chemie ETH, 1982; Handbook of Chemistry and Physics 63. Ed. 1982).

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 8 und 9 der Übungsaufgaben.

5.4 Komplexeionen

Löst man Salze, in denen **Übergangsmetallionen** wie z. B. Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} oder Co^{2+} enthalten sind, stellt man fest, dass die Lösungen **farbig** sind. Die Farben sind für die entsprechenden Metallionen charakteristisch, sie werden von diesen selbst erzeugt.

Die Ionen der Übergangsmetalle unterscheiden sich von Alkali - oder Erdalkalimetallionen darin, dass ihre d - Orbitale nicht leer sind. Aus dieser Elektronenkonstellation ergeben sich zwei Konsequenzen:

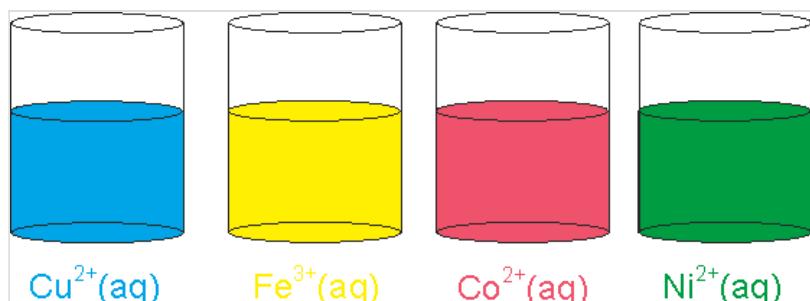
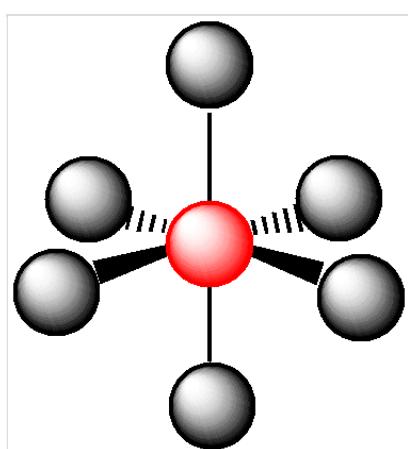


Bild 5.7: Farben von Lösungen von Übergangsmetallen

Die Wassermoleküle, welche mit einem Übergangsmetallion in Wechselwirkung sind (**Hydrathülle**), sind nicht irgendwie, sondern in bestimmter Weise **geometrisch angeordnet**. Dies wird hervorgerufen durch die elektrostatischen Felder der d - Elektronen, welche die Wassermoleküle an ganz bestimmte Orte drängen. Daraus ergibt sich in der Hydrathülle eine definierte Anzahl von Wassermolekülen, die **geometrisch um das Übergangsmetallion angeordnet** sind.

Die d-Elektronen "schlucken" einen Teil des einfallenden Lichts. Sie absorbieren einen bestimmten Anteil des weissen Lichts, wodurch sie in einen angeregten Zustand geraten. Die vom Betrachter erkennbare Farbe der Lösung entspricht der **Komplementärfarbe** des absorbierten Lichts.



Ein solches Gebilde mit einem zentralen Teilchen und geometrisch angeordneten Teilchen darum herum nennt man **Komplex** bzw. Komplexion, wenn das Ganze elektrisch geladen ist. Die Teilchen, welche geometrisch angeordnet sind, heißen Liganden.

Aufgrund der unterschiedlichen Anzahl von d-Elektronen sind nicht nur die Farben, sondern auch die Strukturen für die einzelnen Übergangsmetallionen charakteristisch.

Bild 5.8: Ein Komplex

Das Eisen(III)ion Fe^{3+} ist gelb Fe^{3+} ist oktaedrisch von 6 Wassermolekülen umgeben.
 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

Das Kupfer(II)ion Cu^{2+} ist blau Cu^{2+} ist quadratisch planar von 4 Wassermolekülen umgeben.
 $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

Das Nickel(II)ion Ni^{2+} ist grün Ni^{2+} ist quadratisch planar von 4 Wassermolekülen umgeben.
 $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

Das Cobalt(II)ion Co^{2+} ist rot Co^{2+} ist oktaedrisch von 6 Wassermolekülen umgeben.
 $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

Tabelle 5.3: Wasserkomplexe

Wassermoleküle, die als Liganden vorliegen, sind stetig in Bewegung. Sie werden ständig ausgetauscht durch andere Wassermoleküle. Bietet man einem Übergangsmetallion einen anderen Liganden als Wasser an, kann eine Ligandaustauschreaktion stattfinden. Diese Reaktion ist meist begleitet von einer **Änderung der Farbe** der Lösung, da sich die Bindungsverhältnisse am Übergangsmetallion ändern:



Tabelle 5.4: Wasserkomplexe

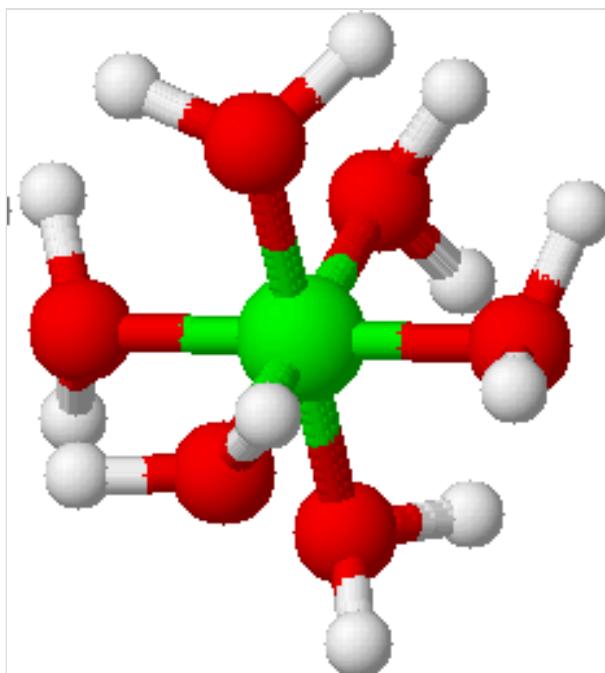


Bild 5.9: Die Struktur von $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

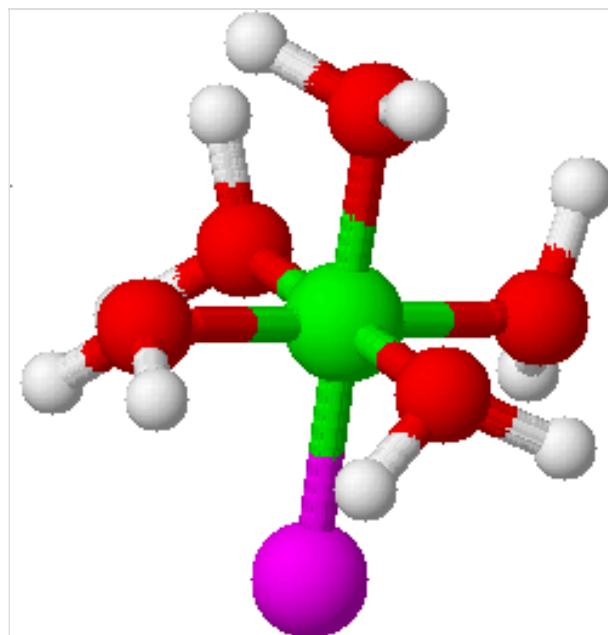
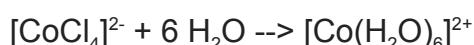


Bild 5.10: Die Struktur von $[\text{FeF}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$

Eigenartig ist das Verhalten von Cobaltionen. Werden die Wassermoleküle durch Chloridionen ersetzt, ändert sich die Struktur des Komplexes. Aus einem **oktaedrisch** angeordneten Komplex $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ wird ein **tetraedrischer** Komplex $[\text{CoCl}_4]^{2-}$. Diese beiden Komplexe sind deshalb erwähnt, weil sie sich in unseren Alltag eingeschlichen haben: Man kann mancherorts Souvenirs kaufen, die mit Kobaltsulfat (CoSO_4) bemalt sind. Die Farbe ändert sich jeweils bei hoher (rosa) oder tiefer (blau) Luftfeuchtigkeit.



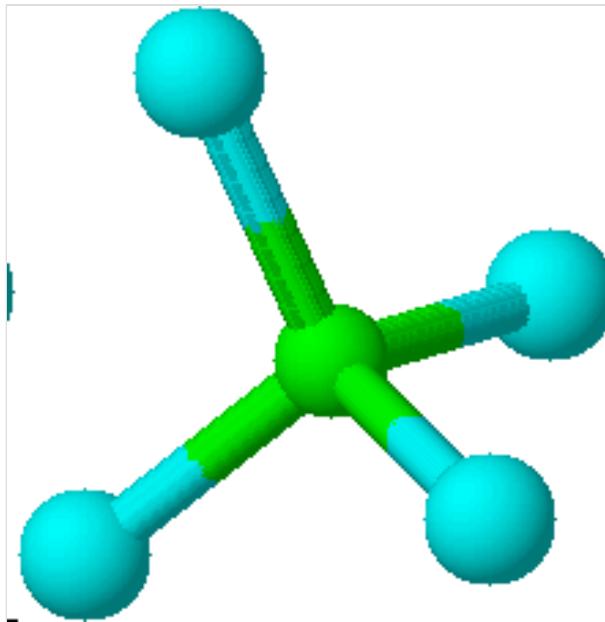


Bild 5.11: Die Struktur von $[\text{CoCl}_4]^{2-}$

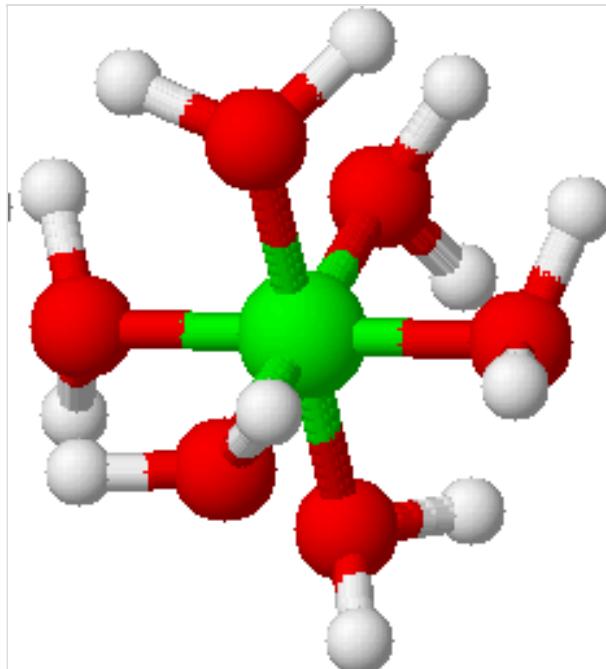
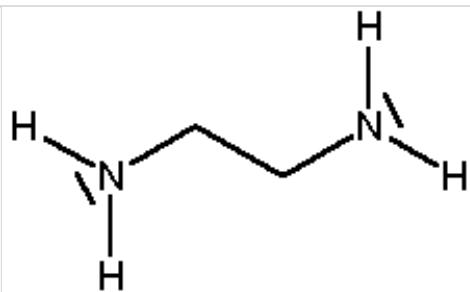


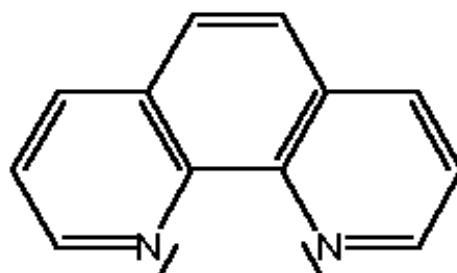
Bild 5.12: Die Struktur von $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

Grundsätzlich kann jeder Ligand einen anderen verdrängen, durch einen anderen ausgetauscht werden, obwohl einige Liganden stärker an das Zentralion gebunden sind als andere. Besonders stabile Komplexe werden gebildet, wenn eine spezielle Art von Liganden vorliegt, **Chelatliganden**:

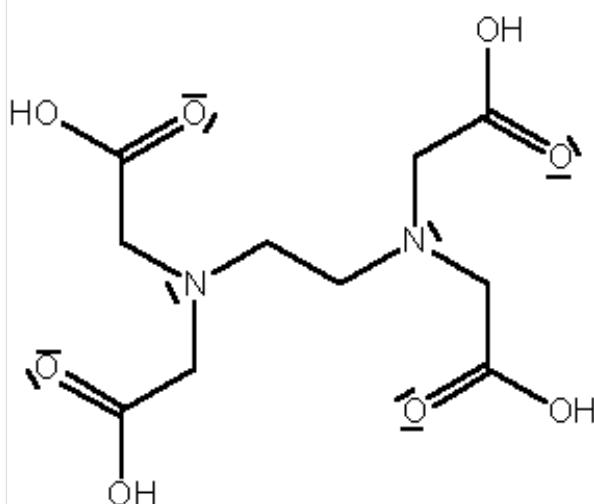
Chelatliganden sind Moleküle, die mit dem Zentralteilchen nicht nur an einer, sondern gleich an mehreren Stellen eine Wechselwirkung eingehen können. Es sind entsprechend zwei-, drei-, vier- oder sechszähnige Liganden.



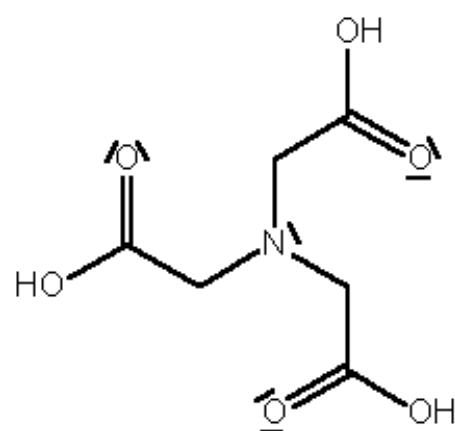
Ethylenediamin



Phenanthrolin



Ethylenediamintetraacetat



Nitrilotriacetat

Bild 5.13: Chelatliganden

Ethylenediamin Bild von Ethylenediamin [\[link\]](#)

Phenanthrolin Bild von Phenanthrolin [\[link\]](#)

EDTA Bild von EDTA [\[link\]](#)

nta Bild von nta [\[link\]](#)

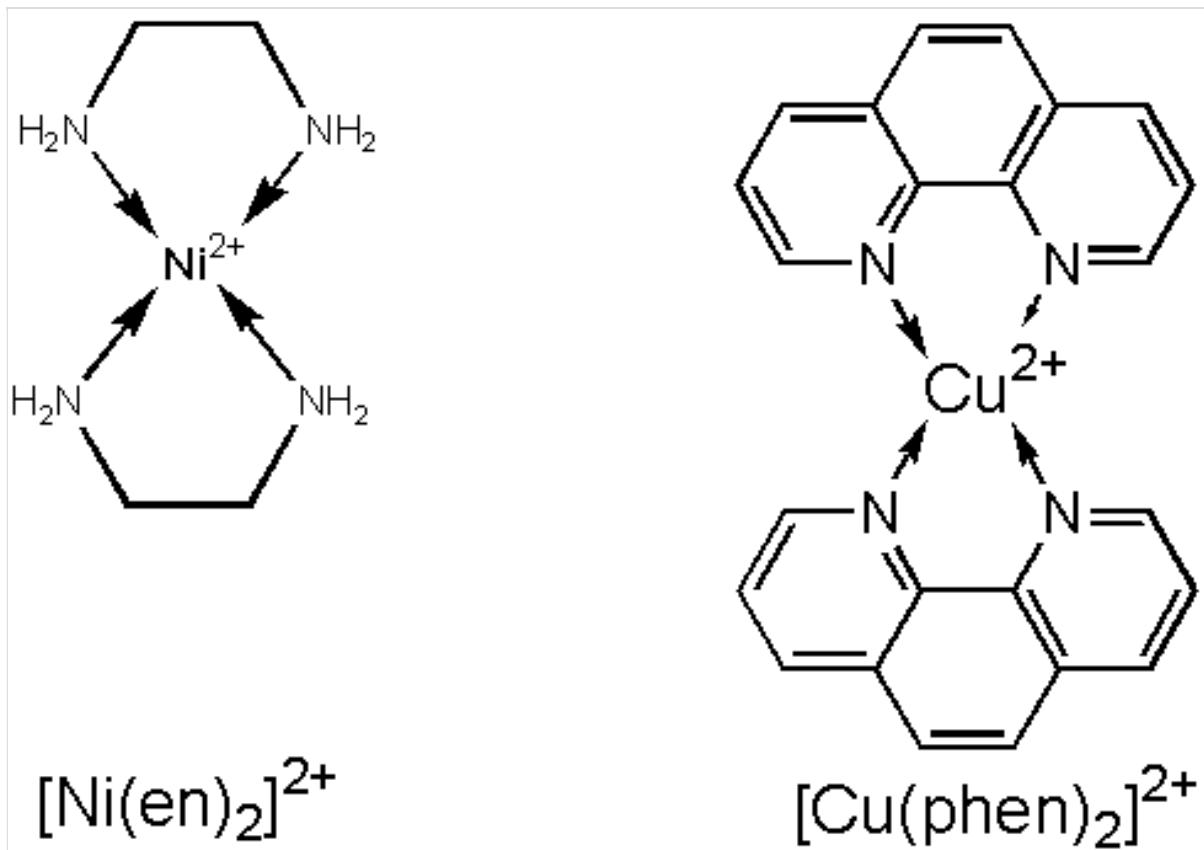


Bild 5.18: Chelatkomplexe

$[\text{Co}(\text{EDTA})]^{2-}$ Bild von $[\text{Co}(\text{EDTA})]^{2-}$ [\[1\]](#)
 $[\text{Co}(\text{en})(\text{nta})]^-$ Bild von $[\text{Co}(\text{en})(\text{nta})]^-$ [\[2\]](#)

Die Chelatliganden bzw. **Chelatkomplexe** spielen nicht nur für den Chemiker eine wichtige Rolle, sie werden auch von der Natur verwendet:

Man findet "biologische" Chelatliganden [\[3\]](#) z. B. in Chlorophyll, Häm und metallhaltigen Enzymen. Ionen, welche durch eine Zellmembran hindurchtreten müssen, werden von speziellen Chelatliganden, Carrier [\[4\]](#) "eingepackt" um die Membran erst passieren zu können. Der bekannteste Carrier ist wohl Valinomycin [\[5\]](#), ein Molekül, welches Kaliumionen (beladenes Valinomycin) durch Zellmembranen transportiert.

Aber auch im Alltag werden Chelatliganden verwendet, z. B. wird nta als Wasserenthärter in Waschmitteln als Ersatz für die problembehafteten Phosphate eingesetzt.

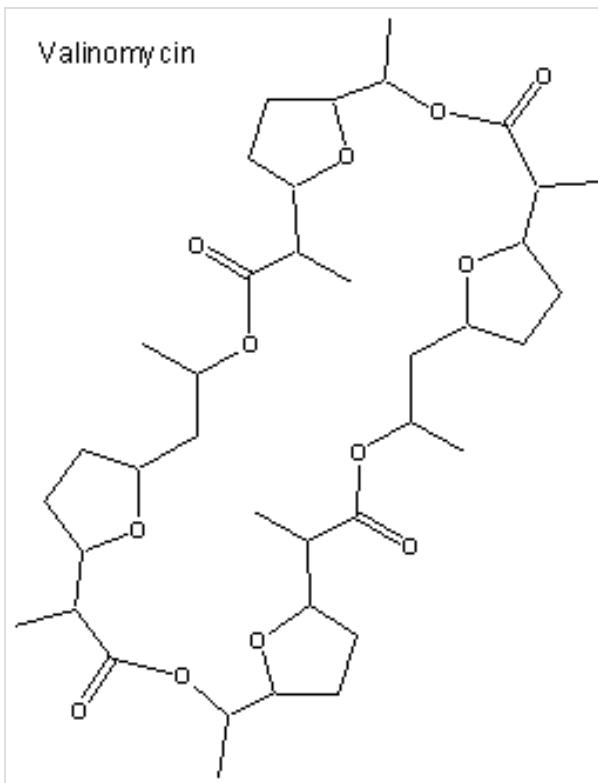


Bild 5.21: Valinomycin

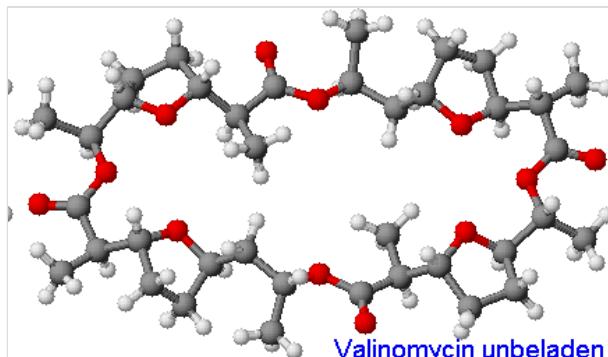


Bild 5.22: Valinomycin

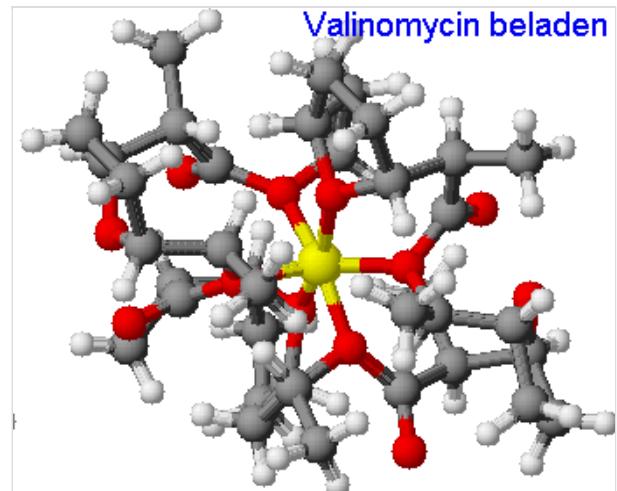


Bild 5.23: Valinomycin

5.5 Eigenschaften von Lösungen

Die wässrigen Lösungen von Salzen besitzen Eigenschaften, welche meist aus dem Alltag bekannt sind. Einige davon sind an dieser Stelle der Vollständigkeit halber aufgelistet:

Salzlösungen weisen höhere Dichten auf als reines Wasser (im toten Meer kann man fast nicht untergehen)

Salzlösungen leiten den elektrischen Strom (in der Badewanne soll man die Haare nicht föhnen)

Salzlösungen weisen einen höheren Siedepunkt auf als reines Wasser.
Die Siedepunkterhöhung wird mit der Formel

$$\Delta T_s = E_s \times n$$

beschrieben. Dabei ist

E_s eine Lösungsmittelkonstante,

n die molare Gesamtionenkonzentration.

Die exakte Bestimmung des Siedepunkts einer Lösung kann Aufschluss über die Molmasse eines unbekannten, darin gelösten Stoffes ergeben (**Ebullioskopie**).

Salzlösungen weisen einen tieferen Schmelzpunkt auf als reines Wasser.

Dieser Umstand wird im Winter ausgenutzt. Man streut Salz auf vereiste Strassen, um eine Salzlösung zu erzeugen, die dann abfliessen kann.

Es existiert eine analoge Formel zur Beschreibung der Schmelzpunkterniedrigung (**Kryoskopie**):

$$\Delta T_g = E_g \times n$$

Die nachfolgende Tabelle enthält einige ausgesuchte Werte, die im Umgang mit der Ebullioskopie und der Kryoskopie unerlässlich sind. (Quelle: H. P. Latscha, H. A. Klein, Anorganische Chemie, Springer 1984)

Lösungsmittel	Ebullioskopische Konstante E_s	Kryoskopische Konstante E_g
Wasser	0.515	1.85
Methanol	0.84	-
Ethanol	1.20	-
Benzol	2.57	5.1
Eisessig (konz. Essigsäure)	3.07	3.9

Tabelle 5.7: Kryoskopische und Ebullioskopische Konstanten

5.6 Übungsaufgaben

1.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 10 g NaCl in 1 Liter Wasser?

2.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 40 g CuSO₄ in 200 ml Wasser?

3.



Wieviel Silbernitrat (AgNO_3) muss in 400 ml Wasser gelöst sein, damit eine 0.1 M Lösung entsteht?

4.



Wieviel Kalziumhydroxid ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) muss in 600 ml Wasser gelöst sein, damit eine 0.04 M Lösung entsteht?

5.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 2 g Magnesiumbromid (MgBr_2) in 500 ml Methanol?

6.



Welche Ionenkonzentrationen ($c(\text{Na}^+)$, $c(\text{Cl}^-)$) weist eine 0.5 M NaCl-Lösung auf?

7.



Welche Ionenkonzentrationen ($c(\text{Ca}^{2+})$, $c(\text{Br}^-)$) weist eine 0.5 M CaBr_2 -Lösung auf?

8.



Das Löslichkeitsprodukt von Bleiiodid (PbI_2) beträgt 10^{-9} M³. Welches Volumen Wasser ist notwendig, um darin 1 g PbI_2 lösen zu können?

9.



Wieviel Gramm Zinkhydroxid ($\text{Zn}(\text{OH})_2$) kann in 1 m³ Wasser gelöst werden? ($L_p(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 4.5 \times 10^{-17}$ M³)

5.7 Lernkontrolle

1. Salze lösen sich in Wasser,

- a) weil Wasser kleine Bindungsenergien hat
- b) weil Salze aus Gittern bestehen
- c) weil Wassermoleküle Dipole sind

2. Beim Lösen eines Salzes

- a) wird das Salzgitter zerstört
- b) wird das Eisgitter zerstört
- c) werden kovalente Bindungen gebrochen

3. Emulsionen sind

- a) Emulgatoren
- b) Lösungen aus Öl und Wasser
- c) heterogene Gemische

4. Die Löslichkeit eines Salzes

- a) beschreibt die maximale Menge des Salzes, die gelöst werden kann
- b) beschreibt die Geschwindigkeit, mit welcher sich ein Salz auflöst

c) ist unabhängig von der Temperatur

5. Die Konzentration hat die Einheit

- a) Gramm pro mol
- b) mol pro Liter
- c) mol pro Gramm

6. Schwerlösliche Salze

- a) haben grosse Ionen
- b) haben hohe Gitterenergien
- c) haben niedrige Gitterenergien

7. Das Löslichkeitsprodukt

- a) beschreibt die Löslichkeit von Salzen
- b) ist das Produkt der Stoffmengen der einzelnen Ionen
- c) beschreibt die Löslichkeit von schwerlöslichen Salzen

8. Die Konzentration eines Salzes ist doppelt so hoch

- a) wenn dieselbe Menge Salz im doppelten Volumen Wasser
- b) wenn dieselbe Menge Salz im halben Volumen Wasser
- c) wenn die doppelte Menge Salz im doppelten Volumen Wasser gelöst wird

9. Die Lösungen von Übergangsmetallionen sind farbig,

- a) weil Elektronen in d - Orbitalen einen Teil des Lichts absorbieren
- b) weil Licht ausgesendet wird
- c) weil die Wassermoleküle Licht aussenden

10. Die aquatisierten Ionen von Übergangsmetallen

- a) weisen eine Struktur auf
- b) weisen keine Struktur auf
- c) sind instabil

11. Ein Stoff, der eine Wechselwirkung mit einem Übergangsmetallion in Lösung eingeht, heisst

- a) Komplex
- b) Zentralteilchen
- c) Ligand

12. Chelatliganden sind

- a) mehrzählige Liganden
- b) kohlenstoffhaltige Liganden
- c) instabil

13. Chelatliganden werden

- a) ausschliesslich in der chemischen Industrie verwendet
- b) werden auch von biologischen Systemen verwendet
- c) werden kaum verwendet

14. Chelatliganden können

- a) als Wasserenthärter dienen
- b) nur farbige Komplexe bilden
- c) nur zwei Stellen eines Übergangsmetallions besetzen

15. Salzlösungen

- a) weisen einen höheren Siedepunkt auf als reines Wasser
- b) weisen einen tieferen Siedepunkt auf als reines Wasser
- c) haben keinen Siedepunkt

16. Die Dichte einer Salzlösung

- a) ist höher als die Dichte von Wasser
- b) ist tiefer als die Dichte von Wasser
- c) ist gleich der Dichte von Wasser

17. Eine gesättigte Lösung

- a) enthält die maximal mögliche Menge gelösten Salzes
- b) hat immer einen Bodenkörper
- c) hat nie einen Bodenkörper

18. Streut man Salz auf Eis

- a) löst sich die Gitterstruktur des Eises auf
- b) erwärmt sich das Eis
- c) entsteht ein homogener Festkörper

19. Beim Auflösen eines Salzes

- a) steigt die Temperatur immer an
- b) sinkt die Temperatur immer ab
- c) muss die Gitterenergie des Salzes aufgebracht werden

20. In heißem Wasser

- a) lösen sich alle Salze besser
- b) lösen sich alle Salze schneller
- c) können Salze nicht gelöst werden

5.8 Literatur

W. Geier

Skript zur Vorlesung Anorganische Chemie, ETH, 1987

1987

W. Schneider

Einführung in die Koordinationschemie

Springer, 1968

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

P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992

H. P. Latscha, H. P Klein
Anorganische Chemie, Basiswissen
Springer, 1984

Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996

5.9 Web-Links

Der Lösungsprozess

Info 

Die Löslichkeit

Info 

Info 

Die Konzentration

Info 

Das Löslichkeitsprodukt

Info 

Info 

Porphyrine

5.10 Tabelle Löslichkeitsprodukte

Formel des Salzes	Masse in g/mol	Löslichkeitsprodukt in M ⁿ	Konzentration des Metallions in M	Löslichkeit in mg/l
Ag ₂ CO ₃	275.75	8.2 x 10 ⁻¹²	2.54 x 10 ⁻⁴	35.0
Ag ₂ S	247.80	6.0 x 10 ⁻⁵⁰	4.9 x 10 ⁻¹⁷	6.1 x 10 ⁻¹²
Ag ₃ PO ₄	418.57	1.8 x 10 ⁻¹⁸	4.8 x 10 ⁻⁵	6.73
AgBr	187.77	5.0 x 10 ⁻¹³	7.1 x 10 ⁻⁷	0.13
AgCl	143.22	1.0 x 10 ⁻¹⁰	1.0 x 10 ⁻⁵	1.43
AgI	234.77	1.0 x 10 ⁻¹⁶	1.0 x 10 ⁻⁸	2.35 x 10 ⁻³
AgOH	124.88	2.0 x 10 ⁻⁸	1.4 x 10 ⁻⁴	17.7
Al(OH) ₃	78.00	3.2 x 10 ⁻³⁴	1.9 x 10 ⁻⁹	1.4 x 10 ⁻⁴
Ba ₃ (PO ₄) ₂	601.93	6.0 x 10 ⁻³⁹	2.7 x 10 ⁻⁸	5.35 x 10 ⁻³
BaCO ₃	197.34	5.0 x 10 ⁻⁹	7.1 x 10 ⁻⁵	14.0
BaF ₂	175.30	2.4 x 10 ⁻⁵	1.8 x 10 ⁻²	3'185
BaSO ₄	233.39	1.0 x 10 ⁻¹⁰	1.0 x 10 ⁻⁵	2.33
Bi ₂ S ₃	514.14	1.6 x 10 ⁻⁷²	3.43 x 10 ⁻¹⁵	8.8 x 10 ⁻¹⁰
Ca(OH) ₂	74.09	1.3 x 10 ⁻⁶	6.91 x 10 ⁻³	509.4
Ca ₃ (PO ₄) ₂	310.18	1.3 x 10 ⁻³²	4.9 x 10 ⁻⁷	5.1 x 10 ⁻²
CaCO ₃	100.09	4.8 x 10 ⁻⁹	6.9 x 10 ⁻⁵	6.9
CaF ₂	78.08	3.4 x 10 ⁻¹¹	2.0 x 10 ⁻⁴	15.90
CaSO ₄	136.14	2.0 x 10 ⁻⁵	4.5 x 10 ⁻³	608.8
CdCO ₃	172.42	5.0 x 10 ⁻¹²	2.2 x 10 ⁻⁶	3.9 x 10 ⁻¹
CdS	144.47	1.0 x 10 ⁻²⁸	1.0 x 10 ⁻¹⁴	1.4 x 10 ⁻⁹
Co(OH) ₂	92.95	2.5 x 10 ⁻¹⁶	4.0 x 10 ⁻⁶	0.37
Cr(OH) ₂	86.01	6.7 x 10 ⁻³¹	5.5 x 10 ⁻¹¹	4.7 x 10 ⁻⁶
Cu(OH) ₂	97.56	1.6 x 10 ⁻¹⁹	3.4 x 10 ⁻⁷	3.3 x 10 ⁻²
CuCO ₃	123.55	2.5 x 10 ⁻¹⁰	1.6 x 10 ⁻⁵	1.95
CuS	95.61	1.0 x 10 ⁻⁴⁰	1.0 x 10 ⁻²⁰	9.6 x 10 ⁻¹⁶
Fe(OH) ₂	89.86	1.0 x 10 ⁻¹⁵	6.3 x 10 ⁻⁶	0.57

<chem>Fe(OH)3</chem>	106.87	1.0×10^{-38}	1.4×10^{-10}	1.5×10^{-5}
<chem>FeCO3</chem>	115.86	2.1×10^{-11}	4.6×10^{-6}	0.53
<chem>FeS</chem>	87.91	1.1×10^{-21}	3.2×10^{-11}	2.8×10^{-6}
<chem>Hg(OH)2</chem>	234.60	3.0×10^{-26}	2.0×10^{-9}	4.6×10^{-4}
<chem>HgS</chem>	232.65	1.0×10^{-54}	1.0×10^{-27}	2.3×10^{-22}
<chem>Mg(OH)2</chem>	58.32	1.0×10^{-11}	1.4×10^{-4}	7.9
<chem>MgCO3</chem>	84.32	1.0×10^{-15}	3.2×10^{-8}	2.7×10^{-3}
<chem>MgF2</chem>	62.30	8.0×10^{-8}	2.7×10^{-3}	169.1
<chem>Mn(OH)2</chem>	88.95	2.0×10^{-13}	3.7×10^{-5}	3.28
<chem>MnCO3</chem>	114.95	8.8×10^{-11}	9.4×10^{-6}	1.08
<chem>MnS</chem>	87.00	7.0×10^{-6}	2.6×10^{-3}	230
<chem>Ni(OH)2</chem>	92.71	1.0×10^{-14}	1.4×10^{-5}	1.26
<chem>NiCO3</chem>	118.71	1.4×10^{-7}	3.74×10^{-4}	44.4
<chem>NiS</chem>	90.76	1.0×10^{-21}	3.2×10^{-11}	2.9×10^{-6}
<chem>Pb(OH)2</chem>	241.21	4.2×10^{-15}	1.0×10^{-5}	2.45
<chem>Pb3(PO4)2</chem>	811.54	1.0×10^{-54}	1.9×10^{-11}	5.04×10^{-6}
<chem>PbBr2</chem>	367.01	4.6×10^{-6}	1.0×10^{-2}	3'845
<chem>PbCO3</chem>	267.21	1.5×10^{-15}	3.9×10^{-8}	1.03×10^{-2}
<chem>PbF2</chem>	245.20	4.0×10^{-8}	2.2×10^{-3}	528.3
<chem>PbI2</chem>	461.01	1.0×10^{-9}	6.3×10^{-4}	290.4
<chem>PbS</chem>	239.26	1.0×10^{-28}	1.0×10^{-14}	2.4×10^{-9}
<chem>PbSO4</chem>	303.26	1.0×10^{-8}	1.0×10^{-4}	30.33
<chem>Sn(OH)2</chem>	152.70	3.0×10^{-27}	9.1×10^{-10}	1.4×10^{-4}
<chem>SnS</chem>	150.75	1.0×10^{-26}	1.0×10^{-13}	1.5×10^{-8}
<chem>Sr3(PO4)2</chem>	452.80	1.0×10^{-31}	7.4×10^{-7}	0.11
<chem>SnS</chem>	147.63	7.0×10^{-7}	8.36×10^{-4}	123.5
<chem>SrF2</chem>	125.62	7.9×10^{-10}	5.8×10^{-4}	73.2
<chem>SrSO4</chem>	183.68	7.6×10^{-7}	8.7×10^{-4}	160
<chem>Zn(OH)2</chem>	99.39	4.5×10^{-17}	2.2×10^{-6}	2.2×10^{-1}
<chem>ZnCO3</chem>	125.39	2.0×10^{-10}	1.4×10^{-5}	1.77
<chem>ZnS</chem>	97.44	1.0×10^{-23}	3.2×10^{-12}	3.1×10^{-7}

Tabelle 5.8: Tabelle schwerlöslicher Salze

5.11 Zusatzaufgaben

1.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 40 g NaCl in 400 ml Wasser?

2.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 65 g CuSO₄ in 350 ml Wasser?

3.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 88 g CaCl₂ in 275 ml Wasser?

4.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 125 g Na₂CO₃ in 425 ml Wasser?

5.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 35 g KBr in 180 ml Wasser?

6.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 78 g Li₂O in 775 ml Wasser?

7.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 100 g BaBr₂ in 520 ml Wasser?

8.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 2 g SrCl₂ in 330 ml Wasser?

9.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 41 g Na₂S in 650 ml Wasser?

10.



Welche Konzentration hat eine Lösung von 225 g Pb(NO₃)₂ in 820 ml Wasser?

11. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



12 g NaCl, c = 0.2 M?

12. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



50 g CuSO₄, c = 0.15 M

13. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



25 g CaBr₂, c = 1.5 M

14. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



45 g K₂O, c = 0.01 M

15. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



15 g Li₂S, c = 0.25 M

16. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



25 g AgNO₃, c = 0.4 M

17. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



53g FeCl₃, c = 0.25 M

18. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



65 g CoBr₂, c = 1.5 M

19. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



1 g LiCl, c = 0.6 M

20. Welches Volumen Wasser muss gewählt werden, um mit den angegebenen Mengen Salz die gewünschte Konzentration der Lösung zu erzielen?



13 g SrO, c = 0.45 M

Inhalt:

- [6.1 - Stöchiometrie](#)
- [6.2 - Kinetik](#)
- [6.3 - Thermodynamik](#)
- [6.4 - Das chemische Gleichgewicht](#)
- [6.5 - Chemie in Technik und Umwelt](#)
- [6.6 - Übungsaufgaben](#)
- [6.7 - Lernkontrolle](#)
- [6.8 - Literatur](#)
- [6.9 - Web-Links](#)
- [6.10 - Tabelle Thermodynamik](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- stöchiometrische Berechnungen durchführen können
- einfache Aussagen zur Reaktionskinetik machen können
- die Funktionsweise des Autokatalysators kennen
- die thermodynamischen Parameter kennen und Berechnungen durchführen können
- das chemische Gleichgewicht kennen
- Berechnungen zum chemischen Gleichgewicht durchführen können
- die Begriffe "Komplex" und "Komplexion" kennen und damit umgehen können
- die Prinzipien von "Le Châtelier" kennen und sie anwenden können
- die Funktionsweise einer Halogenlampe kennen
- die technische Ammoniaksynthese kennen
- die Ozonproblematik in der Antarktis und die Sommersmogproblematik kennen und beschreiben können

6.1 Stöchiometrie

Was geschieht bei einer chemischen Reaktion? Eine Frage, die sehr schwierig zu beantworten ist, weil man sehr oft nur den Anfang und das Ende der Reaktion kennt. Die Ausgangsstoffe, die **Edukte**, und die Endstoffe, die **Produkte**, sind bekannt und können auch untersucht werden. Was aber genau während der Reaktion geschieht, ist oft nicht direkt erkennbar und kann nur mittels Experimenten vermutet werden. In dieser Weise kann ein Modell einer chemischen Reaktion erzeugt werden, das zwar sehr einfach daher kommt, es aber trotzdem erlaubt, die in diesem Kapitel angesprochenen Aspekte zu erläutern und zu verstehen:

Während einer **chemischen Reaktion** müssen sich die Edukte begegnen, um den Übergangszustand zu bilden. Der Übergangszustand stellt quasi den Zustand direkt vor oder gerade bei der eigentlichen Reaktion dar. Es entscheidet sich genau hier, ob die Reaktion abläuft oder nicht, ob die Energie für die Reaktion stimmt oder nicht. Es ist durchaus möglich, dass sich reaktionsfähige Edukte treffen und die Reaktion trotzdem nicht eingehen. Der Übergangszustand ist so gesehen die energetische Bergspitze - der energiereichste Zustand während der Reaktion - von der aus die Reaktion durchaus sowohl in die gewünschte Richtung oder aber auch wieder zurück zu den Edukten verlaufen kann. In einem **Energiediagramm**  einer chemischen Reaktion ist der Übergangszustand auf dem höchsten Punkt der Energiekurve anzusiedeln. Er kann durch das Aufbringen der Aktivierungsenergie erreicht werden.

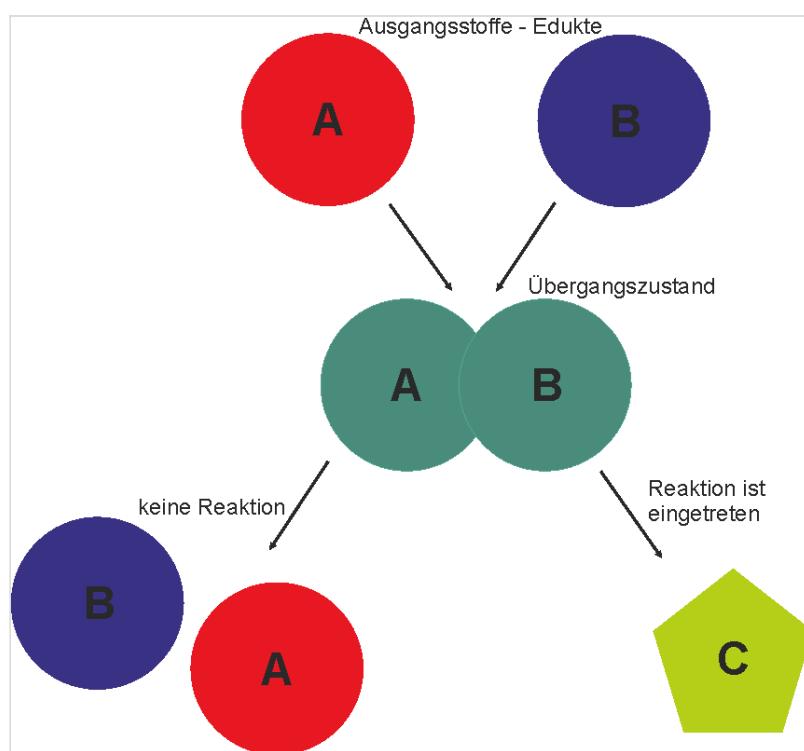


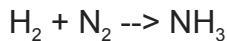
Bild 6.1: Das Modell einer chemischen Reaktion



Bild 6.3: John Dalton

Chemische Reaktionen laufen nach ganz bestimmten Gesetzmäßigkeiten ab. Schon früh wurde erkannt, dass bei chemischen Reaktionen **Stoffe neu geschaffen, aber Materie nicht vernichtet** werden kann. Die Masse der eingesetzten Stoffe muss der Masse der neu erzeugten Stoffe entsprechen. Diese **Massenerhaltung** ist ein grundlegend geltendes Prinzip, welches von **John Dalton** erkannt wurde. Daraus folgt sogleich der Schluss, dass die miteinander reagierenden Stoffe nur in **ganz bestimmten Verhältnissen** zur Reaktion gebracht werden können. Diese **Mengenverhältnisse** werden in einer chemischen Reaktionsgleichung den entsprechenden Stoffen als Zahlen vorangestellt. Sie heißen **stöchiometrische Koeffizienten**.

Eine Gleichung wie



muss durch Faktoren so ergänzt werden, dass auf beiden Seiten der Reaktion gleich viele Atome derselben Sorte stehen. An den chemischen Formeln der Stoffe darf dabei nichts verändert werden, da sonst andere Stoffe beschrieben würden. Die stöchiometrisch richtige Reaktionsgleichung lautet:



Die eingefügten Zahlen sind **Verhältniszahlen**. Sie bedeuten, dass bei einer vollständigen Reaktion 3 Moleküle Wasserstoff gebraucht werden, um mit einem einzigen Molekül Stickstoff zu reagieren. Es entstehen dabei 2 Moleküle Ammoniak.

Da man Reaktionen sehr selten mit einzelnen Molekülen durchführen kann, sondern immer eine grosse Zahl davon an einer Reaktion teilnimmt, ist es sinnvoll nicht mit einzelnen Molekülen zu operieren, sondern mit grossen Mengen. Die Aussage kann wiederholt werden indem man nicht 3 Moleküle, sondern 3 mol Moleküle Wasserstoff einsetzt, die mit einem mol Stickstoff zu 2 mol Ammoniak reagieren. Damit hat man nun ein Werkzeug, mit welchem man vorhersagen kann, welche Menge der einzelnen Komponenten für eine vollständige Reaktion eingesetzt werden muss. Im Weiteren lässt sich die Menge der erzeugten Produkte berechnen. Da die Stoffmengen mit den Massen der Stoffe verknüpft sind, lassen sich die berechneten Stoffmengen in Massen umrechnen.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 1 bis 6 der [Übungsaufgaben](#)

6.2 Kinetik

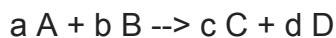
Die [Kinetik](#) beschreibt die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen. Aus dem Alltag ist bekannt, dass einige Reaktionen langsam verlaufen, wie etwa das Vergilben von Papier oder das Rosten eines eisernen Gegenstandes, andere hingegen sind recht schnell, wie das Verbrennen von Benzin.

Die [Reaktionsgeschwindigkeit](#) drückt aus, welche Stoffmenge in einer bestimmten Zeit umgesetzt wird. Anders formuliert ist die Reaktionsgeschwindigkeit die Änderung der Konzentrationen der beteiligten Stoffe pro Zeiteinheit:

Phänomenologische Kinetik

Für eine ganz allgemeine Reaktion mit den [Edukten](#) A und B, den [Produkten](#) C und D und den

jeweiligen stöchiometrischen Koeffizienten a, b, c, und d



lässt sich schreiben

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta c(A)}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta c(B)}{\Delta t} = +\frac{1}{c} \frac{\Delta c(C)}{\Delta t} = +\frac{1}{d} \frac{\Delta c(D)}{\Delta t}$$

Um eine chemische Reaktion zu beschleunigen oder sie zu verlangsamen, können einige Reaktionsparameter verändert werden:

- Eine **Erhöhung der Temperatur** führt zu einer höheren Reaktionsgeschwindigkeit. Bei höherer Temperatur ist die durchschnittliche Geschwindigkeit der Teilchen höher, was zu mehr Zusammenstößen der reagierenden Teilchen pro Zeiteinheit führt
- Eine **Erhöhung der Konzentration** führt zu einer höheren Reaktionsgeschwindigkeit. Eine höhere Konzentration führt zu mehr Zusammenstößen reaktionswilliger Teilchen pro Zeiteinheit.
- Eine **Vergrösserung der reaktiven Oberfläche** führt zu einer höheren Reaktionsgeschwindigkeit. Bei einer grossen Oberfläche können sich pro Zeiteinheit mehr reaktionswillige Teilchen treffen.
- Ein **Katalysator** beschleunigt eine chemische Reaktion.

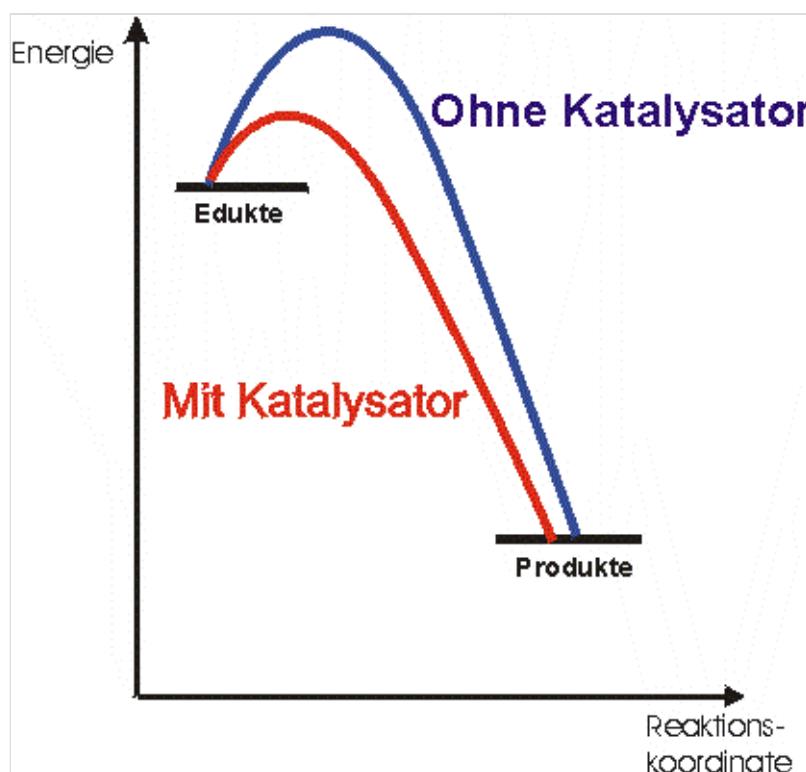


Bild 6.5: Energiediagramm einer chemischen Reaktion

Katalysatoren sind Hilfsstoffe, die einem Reaktionsgemisch beigegeben werden können. Sie ermöglichen einen anderen Reaktionsweg bzw. Reaktionsmechanismus mit niedrigerer Aktivierungsenergie. Sie erhöhen damit die Reaktionsgeschwindigkeit. Oft bewirken sie, dass Reaktionen unter milden Bedingungen stattfinden können. Katalysatoren sind in biologischen Systemen verbreitet, es sind die **Enzyme**. Sie erlauben die Verbrennung von Zucker und Fetten bereits bei Körpertemperatur!

Katalysatoren werden nicht nur in der chemischen Industrie eingesetzt, um mildere und damit schonendere und kostengünstigere Verfahren durchzuführen, sondern auch im Alltag sind sie

anzutreffen. Die Waschmittelreklame preist waschaktive Enzyme an und der Autokatalysator ist bereits in jedem Auto serienmäßig eingebaut.

Der Autokatalysator ist ein seit einigen Jahren bewährtes Mittel, um die Autoabgase umweltverträglicher zu machen. Die Stoffe, die ein Auto in die Umwelt entlässt, sind:

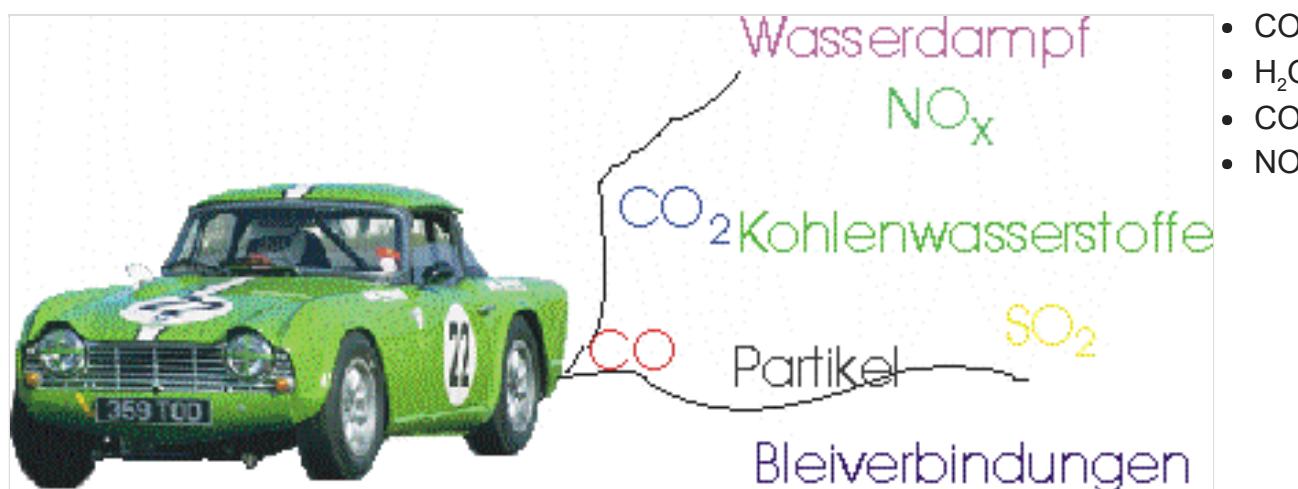


Bild 6.6: Die Abgase eines Autos

(NO₂/NO)

- KW (Kohlenwasserstoffe)
- Partikel
- SO₂ (nur Dieselfahrzeuge)
- Bleiverbindungen (nur alte Autos, die ohne Katalysator und mit verbleitem Benzin betrieben werden).

In dieser Liste sind besonders die Stoffe CO, NO_x und KW für die Umwelt bedenklich. Ein Katalysator ist so konzipiert, dass er genau diese drei toxischen Stoffe umwandelt:

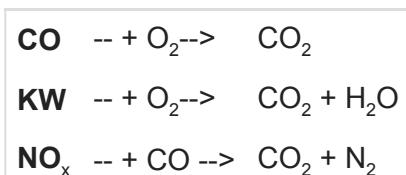


Tabelle 6.1: Die Reaktionen des Autokatalysators

In dieser Weise werden die toxischen Stoffe in harmlosere Stoffe umgewandelt. Die durch den Automobilverkehr verursachten Umweltbelastungen werden gemindert. Die Wirkung, die ein Autokatalysator erzielt, ist nachfolgend dargestellt.

Umwandlung von Kohlenmonoxid

Umwandlung von Kohlenwasserstoffen

Schadstoff	Benzinmotor	Benzinmotor mit Katalysator	Dieselmotor	Grenzwerte USA 1995
Kohlenwasserstoffe				
KW g/km	1.32	0.09	0.18	0.26
Kohlenmonoxid				
CO g/km	10.44	1.06	0.8	2.12
Sickoxide				
NO_x g/km	2.65	0.09	0.64	0.3
Partikel g/km	0.02	0.006	0.21	0.125

Tabelle 6.2: Ein Vergleich verschiedener Motortypen

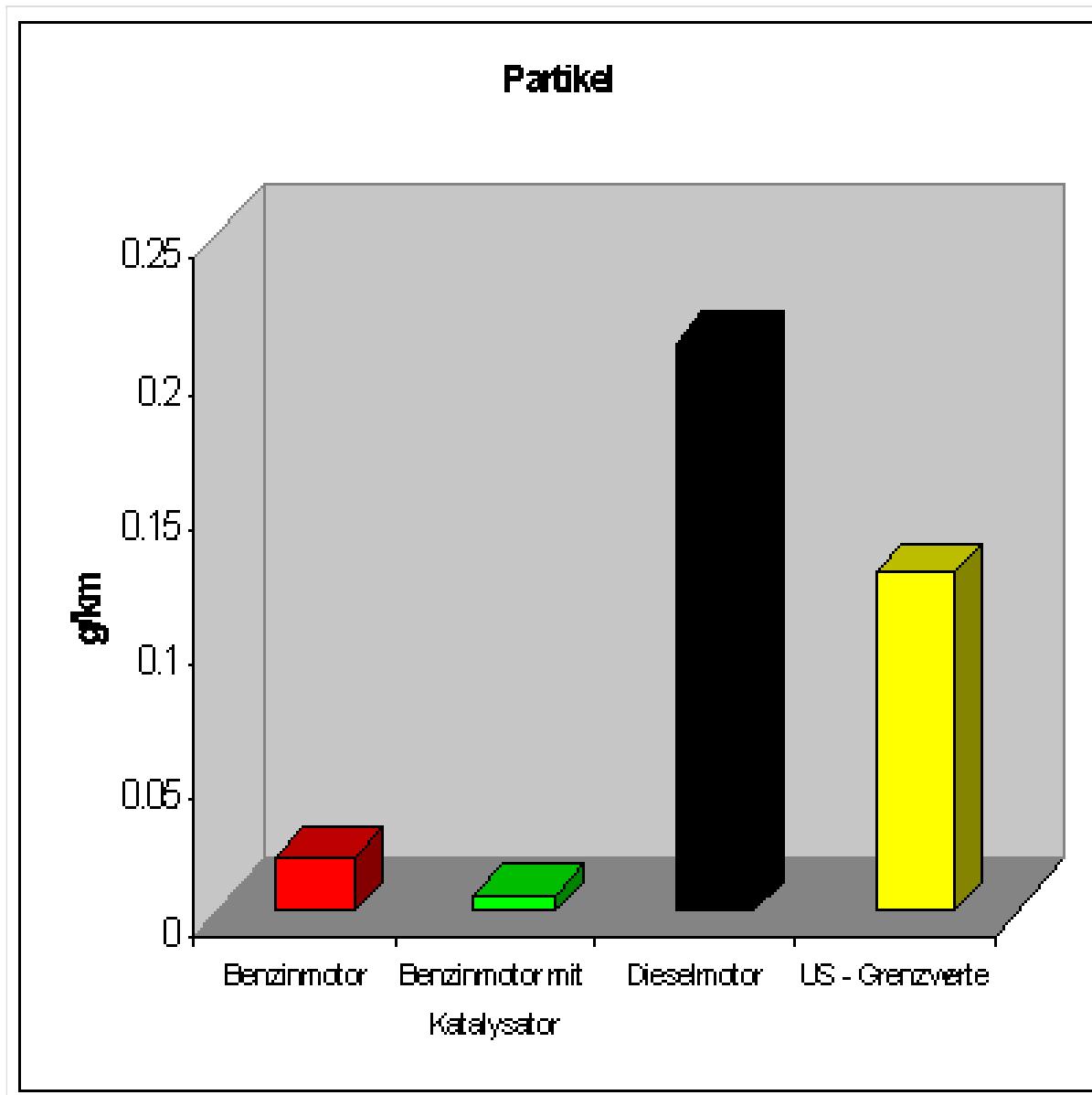


Bild 6.7: Partikelausstoss verschiedener Motortypen

Kohlenmonoxid

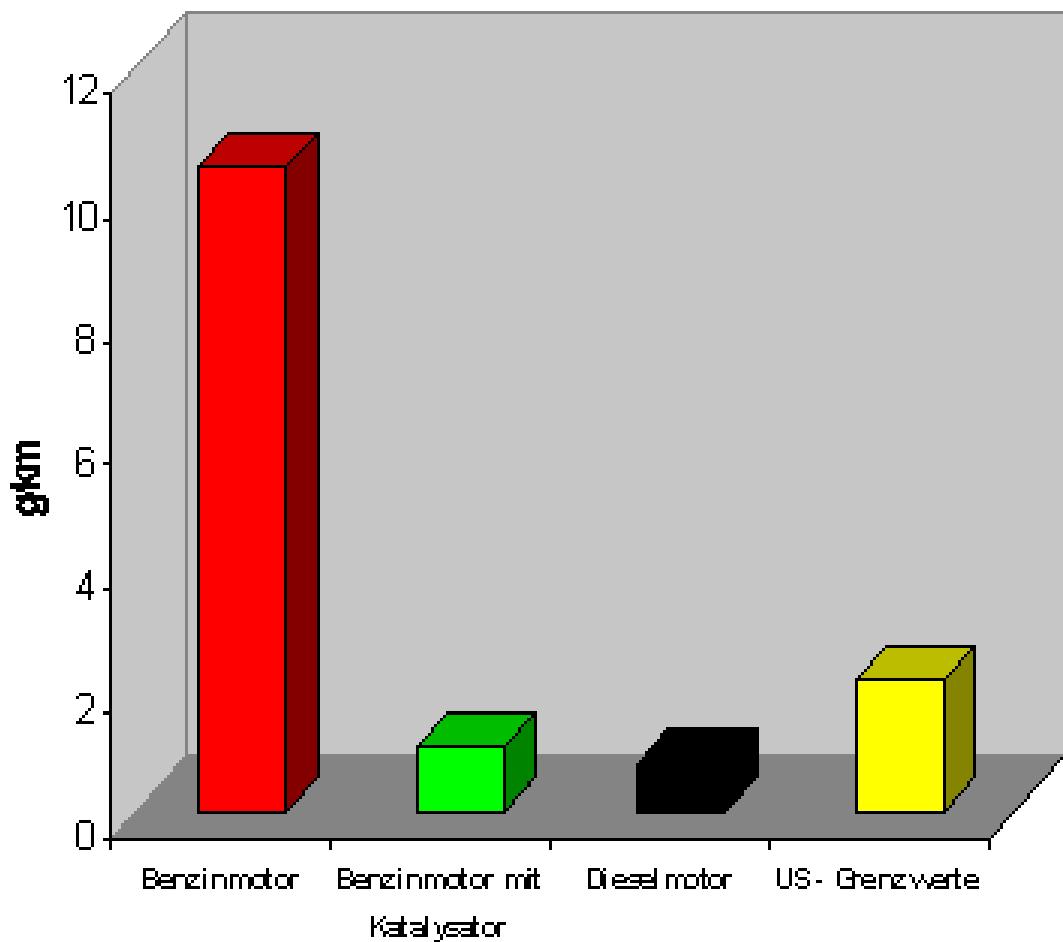


Bild 6.8: Kohlenmonoxidausstoss verschiedener Motortypen

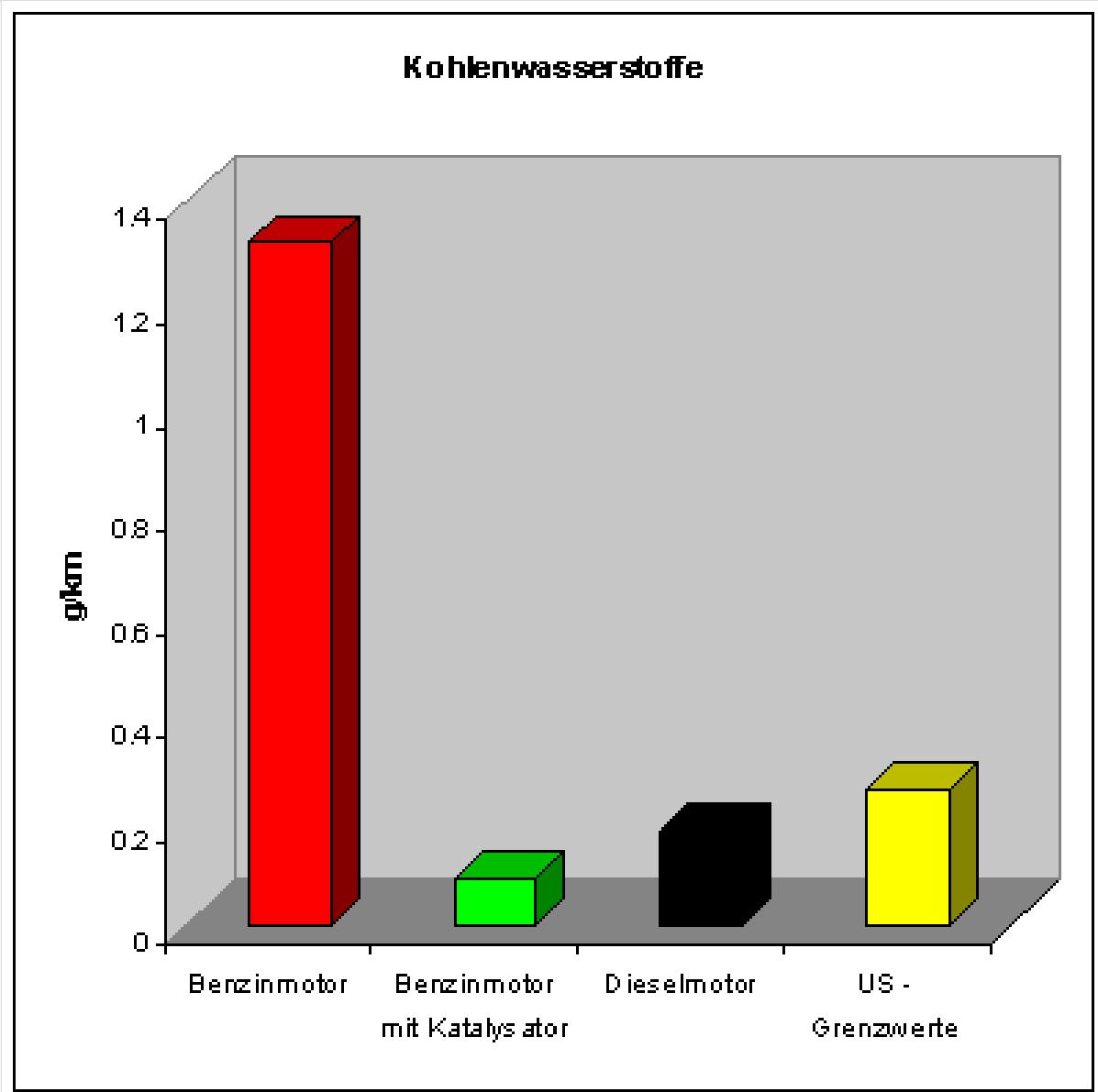


Bild 6.9: Kohlenwasserstoffausstoss verschiedener Motortypen

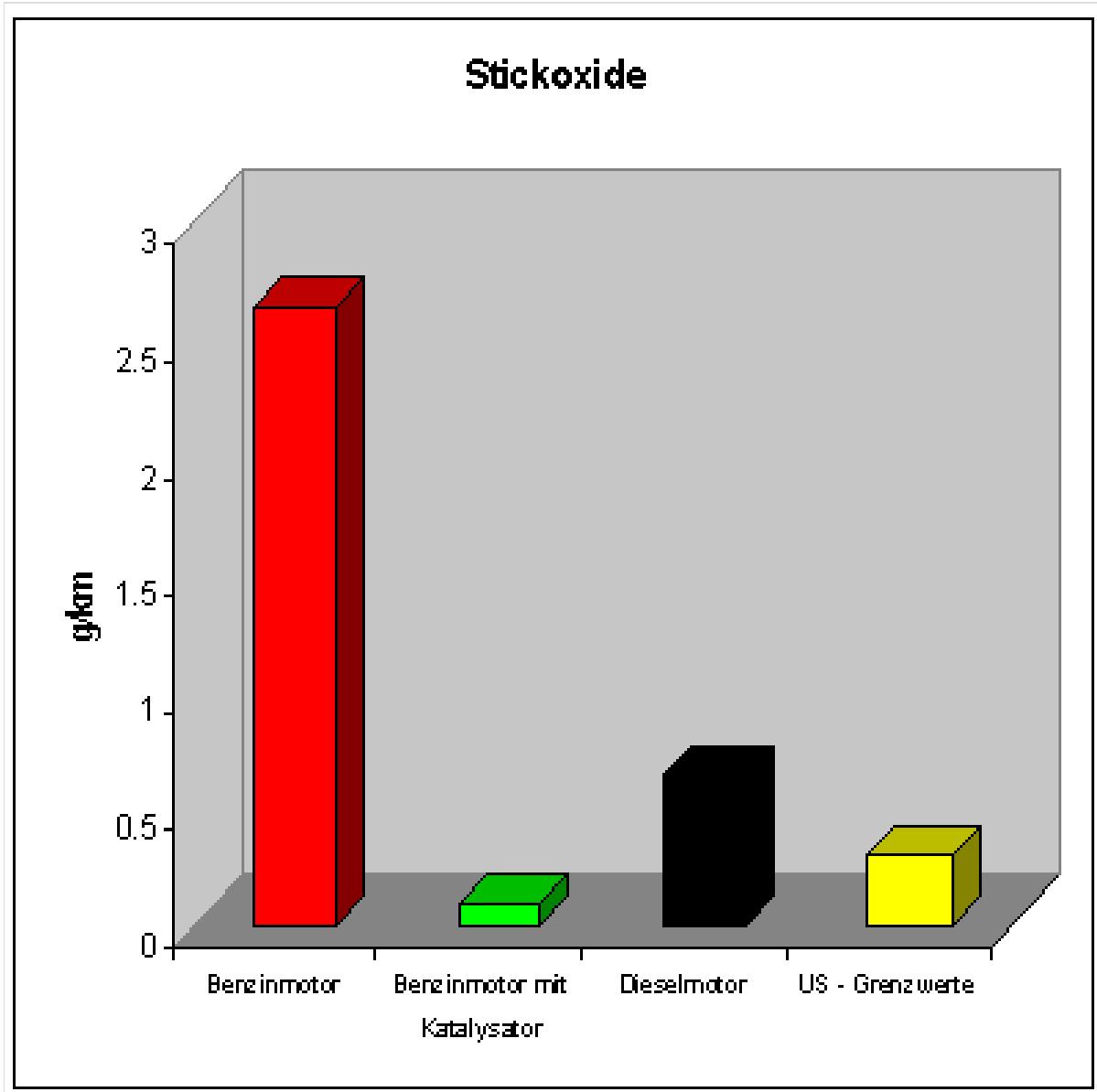


Bild 6.10: Stickoxidausstoss verschiedener Motortypen

Empirische Kinetik

Eine andere mögliche Formulierung der Reaktionsgeschwindigkeit ist das **Zeitgesetz** einer Elementarreaktion:

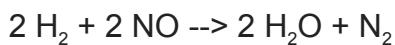
$$v = k \times c^a(A) \times c^b(B)$$

dabei ist k die Geschwindigkeitskonstante

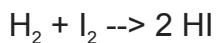
Zeitgesetze sind aus Experimenten ausgearbeitete Gesetze, die es erlauben die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion mathematisch zu erfassen. Es wird dabei Wert darauf gelegt, in welchem Mass die reagierenden Stoffe an der Geschwindigkeit der Reaktion beteiligt sind. Konkret heisst das, dass eine Reaktion unter immer wieder veränderten Bedingungen durchgeführt wird und beobachtet wird, wie sich die Geschwindigkeit der

Reaktion dabei verhält. Die Konzentration der Edukte wird in einen direkten mathematischen Zusammenhang mit der Reaktionsgeschwindigkeit gebracht. Dabei können die Konzentrationen auch zur n-ten Potenz erhoben werden. Diese Beschreibung, die aber **ausschliesslich durch Experimente** zugänglich ist, erlaubt es schliesslich Rückschlüsse über den Reaktionsmechanismus, den Weg der Reaktion, zu ziehen. Dies kann ein sehr wichtiger Punkt in der Aufklärung von Reaktionen im Allgemeinen, aber auch bei der Wirkungsweise von Medikamenten sein.

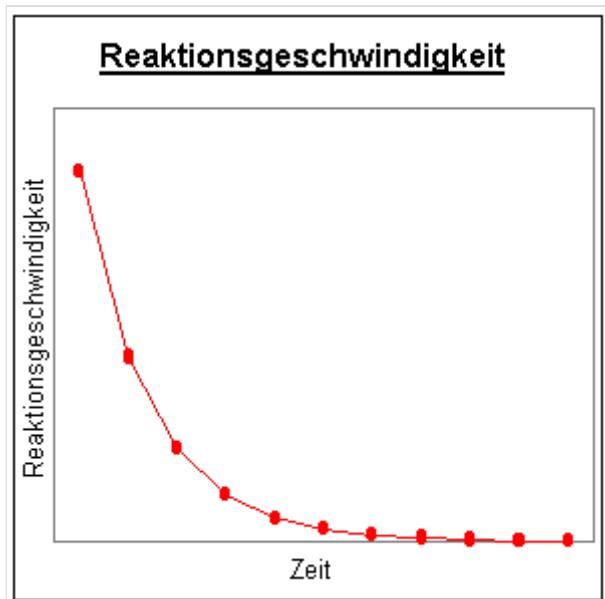
Der oben beschriebene **allgemeine** Ausdruck für ein Geschwindigkeitsgesetz ist leider **nicht allgemeingültig**. Geschwindigkeitsgesetze werden und müssen grundsätzlich empirisch, via Experiment, entwickelt werden. Der Umstand, dass die **stöchiometrischen Faktoren als Potenzen** der **Konzentrationen** eingesetzt werden können, ist meist falsch, er gilt nur bei **Elementarreaktionen**. Der Mechanismus, der der Reaktion zu Grunde liegt, bestimmt das Zeitgesetz. Eine scheinbar ähnliche Reaktion kann mechanistisch ganz anders verlaufen und wird demzufolge durch ein anderes Geschwindigkeitsgesetz beschrieben. Es ist grundsätzlich auch nicht zwingend, dass **alle Edukte** die Geschwindigkeit einer Reaktion beeinflussen. Dies wird exemplarisch an den beiden folgenden Beispielen gezeigt:



Empirisches Zeitgesetz: $v = k c(\text{H}_2) \times c^2(\text{NO})$



Empirisches Zeitgesetz: $v = k c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2)$



Das Zeitgesetz der ersten Reaktion besagt, dass die Reaktion doppelt so schnell verläuft, wenn die Konzentration des Elements Wasserstoff ($c(\text{H}_2)$) verdoppelt wird. Sie läuft hingegen viermal so schnell ab, wenn die Konzentration von Stickstoffmonoxid ($c(\text{NO})$) verdoppelt wird. Es ist schwierig, vorauszusagen, welches Zeitgesetz eine chemische Reaktion befolgt. Dennoch stimmt für die meisten chemischen Reaktionen der Grundsatz, dass ihre **Geschwindigkeit mit der Zeit exponentiell abnimmt**.

6.3 Thermodynamik

Die **Thermodynamik** beschreibt die Energieumsätze chemischer Reaktionen. Grundsätzlich

muss bei einer chemischen Reaktion Energie frei werden, d. h. das System muss in einen energetisch günstigeren Zustand versetzt werden, damit eine Reaktion freiwillig abläuft. Die Endstoffe einer Reaktion, die **Produkte** besitzen einen geringeren Energieinhalt als die Ausgangsstoffe, die **Edukte**.

Viele Reaktionen müssen allerdings erst in Gang gesetzt werden. Sie laufen nicht spontan ab, sondern erst nachdem sie eine Energiezufuhr, meist in Form von Wärme erhalten haben. Diese zusätzlich aufgewendete Energie heisst Aktivierungsenergie. Das nachfolgende Schema stellt das allgemeine Energieprofil einer chemischen Reaktion graphisch dar:

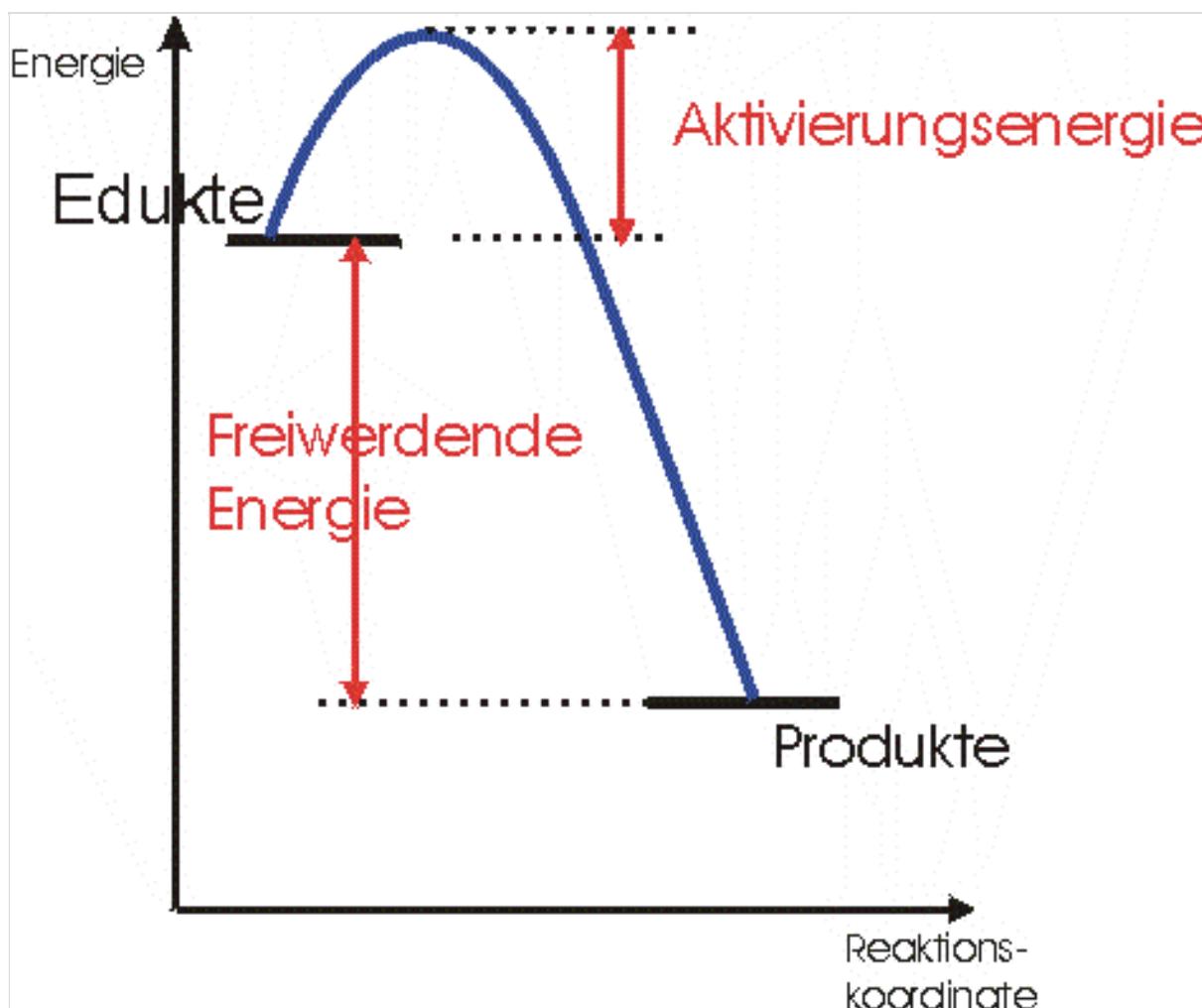


Bild 6.12: Das Energieprofil einer chemischen Reaktion

Betrachten wir eine chemische Reaktion, so muss immer das Reaktionssystem selbst wie auch seine Umgebung betrachtet werden. Die Gesamtenergie, die ein System besitzt, wird als **innere Energie U** bezeichnet. Die innere Energie kann durch Erwärmen oder durch Verrichten von Arbeit am System verändert werden. Es gilt:

$$\Delta U = q + w$$

ΔU	Änderung der inneren Energie
q	als Wärme zugeführte Energie
w	als Arbeit zugeführte Energie

Tabelle 6.3: Die innere Energie

Die Arbeit, die ein System verrichten kann, ist Volumenarbeit, indem sich das System gegen den herrschenden Luftdruck ausdehnt. Der Term "w" kann also geschrieben werden als
 $w = p \times \Delta V$,
wobei p der Druck ist.

Wenn ein System abgeschlossen ist und deshalb sein Volumen nicht verändern kann, ist die Veränderung der inneren Energie gleich der Veränderung der Wärme des Systems:

$$\Delta U = q_v$$

Der Index "V" steht dafür, dass die Beziehung nur dann gilt, wenn das System keine Volumenarbeit verrichten kann.

1. Die Enthalpie ΔH

Eine Möglichkeit einer chemischen Reaktion Energie an die Umgebung abzugeben, ist eine **Abgabe in Form von Wärme**. Aus dem Alltag kennen wir solche Reaktionen, welche Wärme an die Umgebung abgeben, z. B. Verbrennungsreaktionen. Die **Reaktionsenthalpie** auch als Wärmetönung bezeichnet, beschreibt den **Wärmeumsatz** einer chemischen Reaktion.

Die Enthalpieänderung **ΔH** eines Systems ist die Wärmemenge, die bei konstantem Druck auf ein System übertragen wird. Die innere Energie eines Systems kann berechnet werden durch

$$\Delta U = \Delta H - p \times \Delta V$$

Geschieht die Wärmeübertragung auf ein System bei konstantem Volumen, gilt

$$\Delta U = q_v$$

In den meisten Fällen ist das Reaktionsgefäß offen, so dass ein konstanter Druck herrscht. In diesem Falle lässt sich die Wärmeübertragung auf ein System schreiben als

$$\Delta H = q_p$$

Die **Enthalpie** einer chemischen Reaktion lässt sich mit diesem Ansatz einfach berechnen. Für ein offenes System mit konstantem Druck gilt:

$$\Delta H_R^0 = \Sigma \Delta H_f^0 (\text{Produkte}) - \Sigma \Delta H_f^0 (\text{Edukte})$$

Dabei ist ΔH_f^0 die **Standardbildungsenthalpie**, ein Stoffparameter. Es ist die in den Bindungen gespeicherte Energie, die als Wärme freigesetzt werden kann. Zur Normierung werden die Standardbildungsenthalpien der Elemente im elementaren Zustand gleich Null gesetzt.

Ein Zahlenbeispiel erläutert die komplex erscheinende Formel:



Standardbildungsenthalpien $\Sigma \Delta H_f^0$	-74.85	0	-393.51	-241.82	kJ/mol
---	--------	---	---------	---------	--------

Tabelle 6.4: Die Berechnung der Enthalpie

$$\Delta H_R^0 = -393.51 + 2 \times (-241.82) - [(-74.85) + 2 \times (0)] = -802.3 \text{ kJ/mol}$$

Die Daten der Standardbildungsenthalpien sind der dem Kapitel angegliederten [Tabelle](#) (Quelle: R. E. Dickerson, I. Geis, Chemie, Verlag Chemie, 1981) entnommen.

Das Resultat besagt, dass bei der Verbrennung von Methan 802.3 kJ Energie in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben wird. Die Berechnung ist normiert auf ein Mol Formelumsatz, d. h. wenn 1 mol Methan (stöchiometrischer Koeffizient =1!) verbrannt wird, entsteht diese Wärmemenge. Das Resultat ist auch aus anderer Sicht aussagekräftig: **Das Vorzeichen des Ergebnisses sagt aus, ob die Reaktion Wärme an die Umgebung abgibt, das Reaktionsgemisch sich erwärmt, oder ob es von der Umgebung Wärme aufnimmt, das Reaktionsgemisch sich also abkühlt:**

$\Delta H_R^0 > 0$	endotherme Reaktion	Wärme wird von der Umgebung aufgenommen.	Das Reaktionsgemisch kühlt sich ab
$\Delta H_R^0 < 0$	exotherme Reaktion	Wärme wird an die Umgebung abgegeben.	Das Reaktionsgemisch erwärmt sich

[Tabelle 6.5: Das Vorzeichen der Enthalpie](#)

Da es auch Reaktionen gibt, die Wärme also Energie aufnehmen, muss mindestens ein weiterer Kanal vorhanden sein, durch den Energie abgegeben werden kann.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 7 der [Übungsaufgaben](#)

2. Die Entropie ΔS

Die [Entropie](#) ist nicht direkt eine Form der Energie, sondern eine **Zustandsfunktion**. Sie beschreibt den **Ordnungsgrad** eines Zustandes. Hochgeordnete Zustände wie z. B. Kristalle sind aus entropischer Sicht ungünstig, ungeordnete Zustände, wie sie z. B im gasförmigen Zustand herrschen, sind günstig. Die Materie versucht von sich aus einen möglichst chaotischen Zustand einzunehmen. Dies ist ein Naturgesetz (!), auf das wir auch im Alltag stossen: Wird eine Flasche mit einer Duftessenz geöffnet, riecht bald der ganze Raum nach der Essenz. Die Teilchen streben danach sich in einem möglichst grossen Raum zu verteilen. Sie kehren nicht von sich aus wieder in die Flasche zurück.

Die Entropie ist schliesslich die **universelle Triebkraft chemischer Reaktionen**. Eine Formel zu ihrer Berechnung wurde erstmals von [Ludwig Boltzmann](#) vorgeschlagen:

$$S = k \ln W$$

Dabei ist k die Boltzmannkonstante

$$k = R / N_A = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$$

W ist ein statistischer Faktor. Er gibt an auf wieviele Arten sich Atome oder Moleküle anordnen können, ohne dass sich die Gesamtenergie verändert.



Boltzmann, L.

Bild 6.13: Ludwig Boltzmann

$$\Delta S_R^0 = \sum \Delta S^0 (\text{Produkte}) - \sum \Delta S^0 (\text{Edukte})$$

Das Vorzeichen der Reaktionsentropie enthält bereits eine Information:

- | | |
|--------------------|--|
| $\Delta S_R^0 > 0$ | Der Ordnungszustand des Systems ändert sich so, dass das System nach der Reaktion mehr Unordnung (Chaos) aufweist. |
| $\Delta S_R^0 < 0$ | Der Ordnungszustand des Systems ändert sich so, dass das System nach der Reaktion mehr Ordnung aufweist. |

Tabelle 6.6: Das Vorzeichen der Entropie

Generell sind aus entropischer Sicht Reaktionen bevorzugt, welche Unordnung produzieren.

Eigentlich dürfte es keine chemische Reaktion geben, welche Ordnung produziert. Aus einer Salzlösung (niedrige Ordnung) können aber Kristalle (hohe Ordnung) gewonnen werden. Dies ist nur darum möglich, weil bei allen chemischen Prozessen insgesamt **immer Unordnung entsteht**. Falls eine Reaktion Ordnung produziert, entsteht in der Umgebung automatisch Unordnung! Es gilt sogar, dass mehr Unordnung produziert wird als Ordnung.

Zur Formulierung dieses Naturgesetzes muss die Entropieänderung der Umgebung mitbetrachtet werden. Es gilt:

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

Die Änderung der Entropie der Umgebung wird verursacht durch die Reaktion, das System selbst. Die Wärme, die aus dem System in die Umgebung fliesst, erwärmt diese und verursacht dadurch eine Veränderung des Ordnungsgrades:

$\Delta S_{\text{Umgebung}}$ ist proportional zur aufgenommenen Wärme, oder

Analog zu den Standardbildungsenthalpien existieren molare Standardentropien S^0 als Stoffkonstanten aus denen sich die Änderungen des Ordnungszustandes während einer chemischen Reaktion berechnen lassen:

$$\Delta S_{\text{Umgebung}} = - \Delta H / T$$

Ein spontaner Vorgang ist nur dann möglich, wenn eine Zunahme der Gesamtentropie von System und Umgebung erfolgt. Aus dieser Aussage lässt sich die obige Beziehung verwenden und umformen:

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}}$$

oder

$$\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} - \Delta H / T$$

oder

$$-T\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta H - \Delta S$$

Diese Umformungen führen zu einer Verknüpfung von H und S. Der Term $-T\Delta S$ wird als **freie Enthalpie**, oder Gibbsche Freie Enthalpie **G** zusammengefasst.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 8 der [Übungsaufgaben](#)

3. Die freie Enthalpie ΔG

Die **freie Enthalpie** beschreibt den **Gesamtenergiumsatz** einer chemischen Reaktion. Sie kann mit folgender Formel berechnet werden:

$$\Delta G^{\circ}_{\text{R}} = \sum \Delta G^{\circ}_{\text{f}} (\text{Produkte}) - \sum \Delta G^{\circ}_{\text{f}} (\text{Edukte})$$

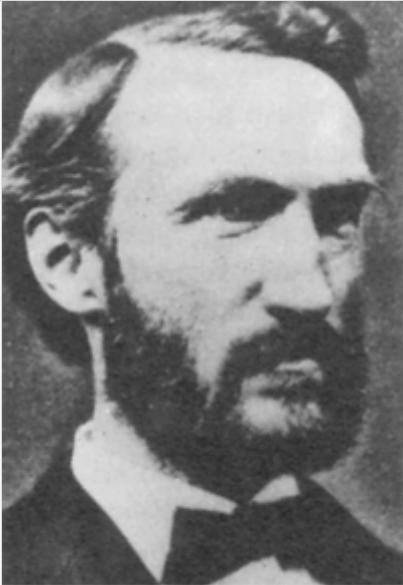
Das **Vorzeichen der freien Reaktionsenthalpie** enthält bereits eine wichtige Information:

$\Delta G^{\circ}_{\text{R}} > 0$	endergonische Reaktion	Die Reaktion läuft nicht freiwillig ab. Sie kann aber möglicherweise erzwungen werden.
$\Delta G^{\circ}_{\text{R}} < 0$	exergonische Reaktion	Die Reaktion läuft grundsätzlich freiwillig und spontan ab. Sie muss aber möglicherweise durch eine Aktivierungsenergie in Gang gesetzt werden.

Tabelle 6.7: Die Bedeutung der freien Enthalpie

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 9 der [Übungsaufgaben](#)

Die drei thermodynamischen Parameter ΔH , ΔS und ΔG sind voneinander abhängig. Die mathematische Beziehung wurde erstmals von [Josiah Willard Gibbs](#) beschrieben:



Gibbs, J. W.

Bild 6.14: Josiah Willard Gibbs

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

T entspricht dabei der absoluten Temperatur in Kelvin.

Unter der Bedingung, dass chemische Reaktionen grundsätzlich Energie abgeben müssen, ($\Delta G < 0$) können aus thermodynamischer Sicht genau 3 verschiedene Reaktionstypen spontaner Reaktionen auftreten:

Exotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren

($\Delta H_R < 0, \Delta S_R > 0$)

Endotherme Reaktionen, die Unordnung produzieren

($\Delta H_R > 0, \Delta S_R > 0$)

Exotherme Reaktionen, die Ordnung produzieren

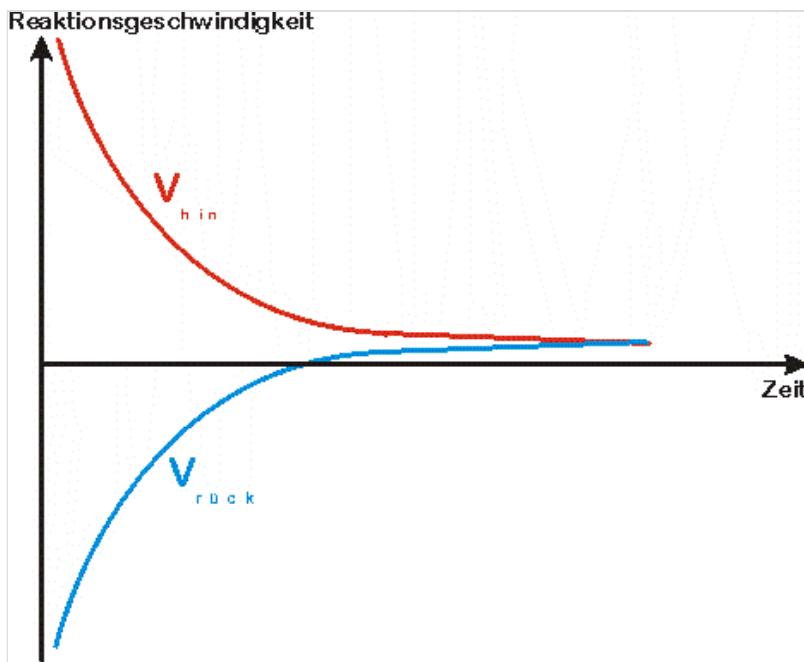
($\Delta H_R < 0, \Delta S_R < 0$)

6.4 Das chemische Gleichgewicht

Ein **chemische Gleichgewicht** tritt auf, wenn gebildete Produkte sich wieder in die Edukte umwandeln. Diese Situation liegt vor in einer gesättigten Lösung mit Bodenkörper: Die Ionen wechseln zwischen dem gelösten Zustand und dem Salzgitter. Das Markante an einem **chemischen Gleichgewicht** ist der Umstand, dass die Stoffmengen **auf beiden Seiten konstant bleiben**. Konstant heisst nicht, dass sie auf beiden Seiten gleich gross sein müssen! Da bei einer **Gleichgewichtsreaktion** sowohl eine Vorwärts- wie auch eine Rückwärtsreaktion ablaufen, erscheint das System statisch, in Ruhe. Dies hängt aber nur daran, dass sich die

beiden Reaktionen gegenseitig aufheben, das System selbst ist noch immer in Bewegung **dynamisch**. Da die Stoffmengen auf beiden Seiten des Gleichgewichts konstant bleiben müssen, müssen die Reaktionsgeschwindigkeiten der beiden Reaktionsrichtungen gleich gross sein. Daraus lässt sich für ein allgemeines Gleichgewicht mit den Edukten A und B den Produkten C und D ein kinetischer Ansatz formulieren:

Kinetischer Ansatz



$$v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \times c^a(A) \times c^b(B)$$

$$v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \times c^c(C) \times c^d(D)$$

$$\text{Bedingung: } v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$$

oder

$$k_{\text{hin}} \times c^a(A) \times c^b(B) = k_{\text{rück}} \times c^c(C) \times c^d(D)$$

durch Umformen ergibt sich

Bild 6.15: Reaktionsgeschwindigkeiten im chemischen Gleichgewicht

$$\frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} = \frac{c^c(C)c^d(D)}{c^a(A)c^b(B)}$$

Da es sich bei k_{hin} und $k_{\text{rück}}$ um Konstanten handelt muss der Ausdruck $k_{\text{hin}} / k_{\text{rück}}$ ebenfalls konstant sein.

Es ergibt sich daraus das Massenwirkungsgesetz welches erstmals von Cato Maximilian Guldberg Cato Maximilian Guldberg und Peter Waage Peter Waage formuliert wurde:

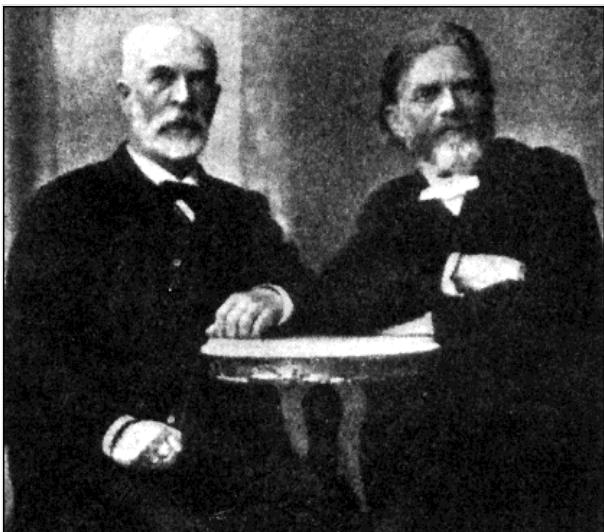


Bild 6.17: Cato Maximilian Guldberg und Peter Waage

$$K_C = \frac{c^c(C)c^d(D)}{c^a(A)c^b(B)}$$

Bild 6.18: Das Massenwirkungsgesetz

K_c ist die Gleichgewichtskonstante. Sie entspricht grob dem Verhältnis der Konzentrationen der Produkte zu den Konzentrationen der Edukte im Gleichgewicht. Mit ihrer Hilfe kann die **Lage** eines chemischen Gleichgewichts beschrieben werden. Man weiss, ob sich nach Einstellung des Gleichgewichts verhältnismässig viel oder wenig Produkt gebildet hat. Je grösser der Wert von K_c , desto stärker liegt das Gleichgewicht auf der Produktseite. Anzumerken ist, dass der kinetische Ansatz zur Ableitung der Gleichgewichtskonstanten **nicht allgemeingültiger Art** ist. Streng genommen ist er nur für Elementarreaktionen zulässig.

In welchem Verhältnis die Produkt- zu Eduktverteilung im Gleichgewicht ist, ist grundsätzlich von den beteiligten Stoffen selbst abhängig. Demzufolge ist die Gleichgewichtskonstante K_c eine Art "Naturkonstante" für jede einzelne Gleichgewichtsreaktion. Aus diesem Grund müssen energetische Faktoren für die Lage des Gleichgewichts mitbestimmend sein. Es lässt sich ein energetischer Ansatz ableiten:

Thermodynamischer Ansatz

Für das Gleichgewicht gilt:

$$\Delta G_R = 0$$

Für definierte Reaktionsbedingungen gilt:

$$\Delta G_R = \Delta G_R^0 + R \times T \times \ln(c^c(C) \times c^d(D) / c^a(A) \times c^b(B))$$

dabei ist R die universelle Gaskonstante und T die absolute Temperatur.

Der Term $\ln(c^c(C) \times c^d(D) / c^a(A) \times c^b(B))$ stammt aus der Gastheorie und kann als "Korrekturterm" aufgefasst werden. Er entspricht $\ln(K_c)$.

Damit ergibt sich eine Beziehung zwischen der **Lage** des chemischen Gleichgewichts und der freien Reaktionsenthalpie ΔG_R :

$$\Delta G_R^0 = -R \times T \times \ln(K_c)$$

oder

$$K_c = e^{-\Delta G_R^0 / R \times T}$$

Die Lage des chemischen Gleichgewichts ist also **abhängig von den Energien der Edukte und Produkten**. Es gilt nach wie vor, dass grundsätzlich energetisch günstige Stoffe gebildet werden. Im Gegensatz zu herkömmlichen Reaktionen ist es aber möglich auch energetisch ungünstigere Stoffe - allerdings in beschränktem Mass - zu produzieren. Die thermodynamische Beziehung für chemische Gleichgewichte ist **allgemeingültig**. Es gilt zu bemerken, dass die aus den beiden Ansätzen gewonnenen Ausdrücke für K_c **nicht zwingend identisch** sein müssen.

Der Zusammenhang zwischen der Lage des Gleichgewichts und der freien Reaktionsenthalpie kann graphisch dargestellt werden:

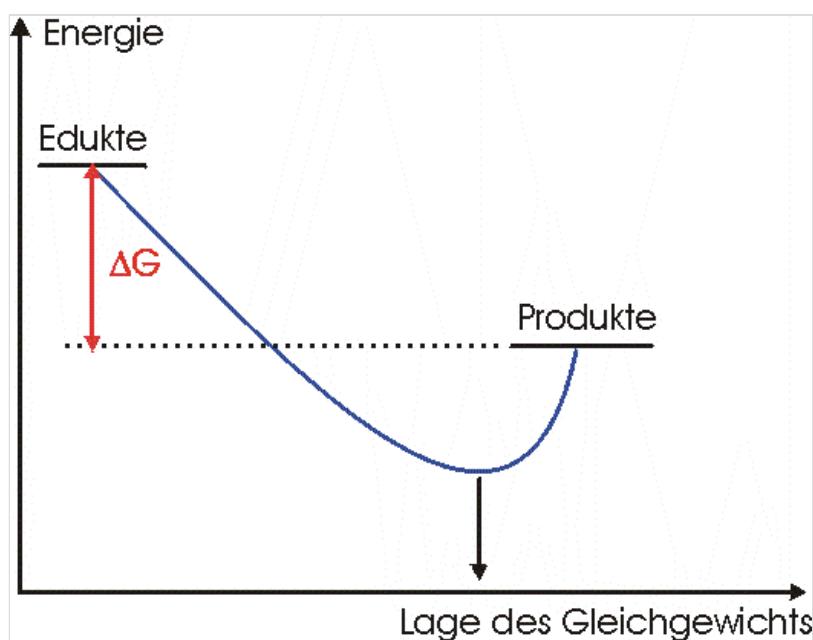


Bild 6.19: Energiediagramm einer Gleichgewichtsreaktion

Gleichgewichtsreaktionen sind Systeme, deren **Lage sich von selbst einstellt**. Massgebend dafür ist die Reaktion selbst, d. h. sind die beteiligten Stoffe. Das System wird aber auch durch die Reaktionsbedingungen beeinflusst. Durch ihre Veränderung kann die Lage des Gleichgewichts verschoben werden. Der erste der diesen Umstand bemerkt hat war Henry Louis Le Châtelier:

"Übt man auf ein sich im Gleichgewicht befindliches System einen Zwang aus, so reagiert das System so, dass der Zwang kleiner wird."

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 10, 11 und 13 der [Übungsaufgaben](#)

Die Faktoren, welche die [Lage des Gleichgewichts](#) beeinflussen, können formuliert werden:

Die Temperatur

Verändert man die Temperatur einer chemischen Gleichgewichtsreaktion, so ändert sich seine Lage. Bei einer Temperaturerhöhung verschiebt sich die Lage in **Richtung der endothermen Reaktion**. Erniedrigt man die Temperatur, verschiebt sie sich in Richtung der exothermen Reaktion.

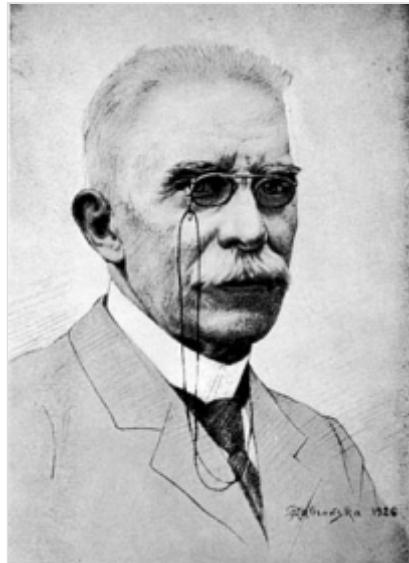


Bild 6.20: Henry Louis Le Châtelier

Der Druck

Verändert man den Druck in einem chemischen Gleichgewicht, so ändert sich seine Lage **sofern gasförmige Stoffe am Gleichgewicht beteiligt sind**.

Bei einer Erhöhung des Druckes verschiebt sich die Lage des chemischen Gleichgewichts **auf diejenige Seite, auf der sich weniger gasförmige Teilchen befinden**.

Die Konzentration

Verändert man die Konzentration **eines** am chemischen Gleichgewicht beteiligten Stoffes, so **ändern sich die Stoffmengen auf beiden Seiten**. Erhöht man die Konzentration eines Edukts, erhöht man automatisch auch die Konzentrationen **aller Produkte**. Erhöht man die Konzentration eines Produkts, erhöht man automatisch auch die Konzentrationen aller Edukte. **Die Gleichgewichtskonstante behält ihren Wert!**

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 12 der [Übungsaufgaben](#)

6.5 Chemie in Technik und Umwelt

An einigen Gegenständen aus dem Alltag oder chemischen Reaktionen, die sich in der Umwelt abspielen sollen nun die Zusammenhänge bewusster gemacht werden mit Hilfe der Kinetik und der Thermodynamik.

1. Die Halogenlampe

Halogenlampen sind längst zum Alltagsgegenstand geworden. Sie zeichnen sich gegenüber herkömmlichen Lampen durch höhere Lichtausbeuten, helleres Licht und längere

Lebensdauern aus.

Die Glühbirne einer Halogenlampe ist grundsätzlich gleich aufgebaut wie die einer herkömmlichen Lampe. Sie besteht aus einem evakuierten, sauerstoffarmen Raum und einem feinen Draht (Glühwendel) aus Wolfram (W) oder Osmium (Os). Der Draht wird durch elektrischen Strom derart hoch erhitzt, dass er zu glühen beginnt und dabei Licht aussendet. Bei diesem Prozess dampft ständig ein wenig Wolfram von der Glühwendel ab und schlägt sich auf der "relativ kühlen" Glasoberfläche nieder. Dies ist erkennbar bei Glühbirnen, die schon über eine längere Zeit in Gebrauch waren. Es bilden sich dunkle Ablagerungen auf der Innenseite des Glaskörpers. Durch diesen Prozess wird die Glühwendel immer dünner bis sie schliesslich an einer Stelle durchschmilzt.

Bei einer Halogenlampe befindet sich eine kleine Menge Iodgas ($I_2(g)$) im Gasraum. Diese Spuren von Iod sind beteiligt an wesentlichen Gleichgewichtsreaktionen:

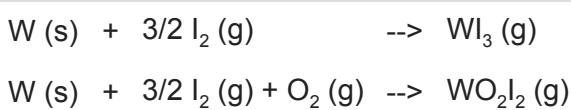


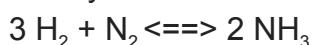
Tabelle 6.8: Reaktionen in einer Halogenlampe

Die beiden Gleichgewichtsreaktionen beschreiben im wesentlichen das selbe (bei der zweiten Reaktion sind zusätzlich Spuren von Sauerstoffgas am Gleichgewicht beteiligt.). Für beide gilt aber, dass die **Reaktionsrichtung zu den Produkten exotherm ist**. Die Lage des Gleichgewichts verschiebt sich daher an heißen Stellen (Glühwendel) nach links, an kühleren Stellen (Glasoberfläche) nach rechts. So findet ein **Wolframtransport** statt: Wolfram wird von der Glasoberfläche zu der Glühwendel transportiert, als Transportmittel dienen Iodmoleküle.

2. Die Ammoniaksynthese

Ammoniak ist ein sehr wertvoller Grundstoff für einige Produkte. Es wird direkt in Reinigungsmitteln eingesetzt oder verarbeitet zu Dünger, Farbstoffen, Kunststoffen, Sprengstoffen und Kosmetika. Dabei werden ca. 85 % der Weltjahresproduktion von weit über 100 Mio. Tonnen zu Dünger verarbeitet, um die Ernährung der Weltbevölkerung zu garantieren. Der Stoff selbst, so einfach er aussehen mag, ist nicht einfach herzustellen. Um das Jahr 1914 haben sich Fritz Haber und Carl Bosch mit der grosstechnischen Synthese von Ammoniak aus seinen Elementen Wasserstoff und Stickstoff beschäftigt. Sie gelangten erst nach einigen Jahren Forschung und vielen Rückschlägen zum Ziel, der Herstellung von Ammoniak  in grossen Mengen.

Die Synthese selbst kann ganz einfach mit einer chemischen Gleichung beschrieben werden:



Ammoniak entsteht in einer Gleichgewichtsreaktion aus den Elementen. Die Gleichgewichtskonstante dieser Reaktion lässt hoffen: Sie besitzt bei $25^\circ C$ einen Wert von



Haber, F.

Bild 6.21: Fritz Haber

ca. $6.8 \cdot 10^5$.

So gesehen müsste sich Wasserstoff, sobald er mit Luft, die zu ca. 80 % aus Stickstoff besteht, in Kontakt gerät, spontan zu Ammoniak umsetzen. Dies geschieht allerdings nicht! Die Reaktion läuft extrem langsam ab, wofür die enorme Reaktionsträgheit des Elements Stickstoff im elementaren Zustand verantwortlich ist. Stickstoff besteht im elementaren Zustand aus einem zweiatomigen Molekül, in welchem die beiden Stickstoffatome mit einer Dreifachbindung verbunden sind. Um diese Dreifachbindung zu brechen, ist ein enorm grosser Energieaufwand notwendig. Es ist dadurch unmöglich, Ammoniak in grösseren Mengen bei Zimmertemperatur herzustellen. Die geforderte Aktivierungsenergie muss in Form von Wärme aufgebracht werden. Da die Reaktion zu NH_3 aber exotherm ist, bedeutet dies, dass sich die Lage des Gleichgewichts bei höherer Temperatur zu den Edukten verschiebt. Die Verschiebung ist dermassen stark, dass bei Temperaturen um $700\text{ }^\circ\text{C}$ und Normdruck praktisch kein Ammoniak mehr gebildet wird. Mit Hilfe eines Katalysators und unter massivem Druck kann dem System allerdings genügend Ammoniak abgerungen werden. So werden ernorme Reaktionsbedingungen gefordert.



Bosch, C.

Bild 6.22: Carl Bosch

Die von [Haber](#) und [Bosch](#) entwickelte Methode wird heute noch verwendet, um Ammoniak herzustellen. Sowohl [Fritz Haber](#) wie auch [Carl Bosch](#) wurden für ihre Arbeiten mit dem Nobelpreis geehrt. Die Reaktionsbedingungen haben sich geändert, denn mit der Zeit wurden widerstandsfähigere Materialien entwickelt, die den enormen Belastungen standhalten können. In einer modernen Anlage wird bei 750 atm. Druck und einer Temperatur von $500\text{ }^\circ\text{C}$ eine Ausbeute an Ammoniak von ca. 33 % erzielt. Das entstandene Ammoniak wird kondensiert und dadurch aus dem Gleichgewichtssystem entfernt. So wird ein Kontinuumsverfahren geschaffen, dessen Ausbeute insgesamt nahezu 100% beträgt.

Die nachstehende Graphik zeigt die Abhängigkeit der Ausbeute an Ammoniak von Temperatur und Druck.

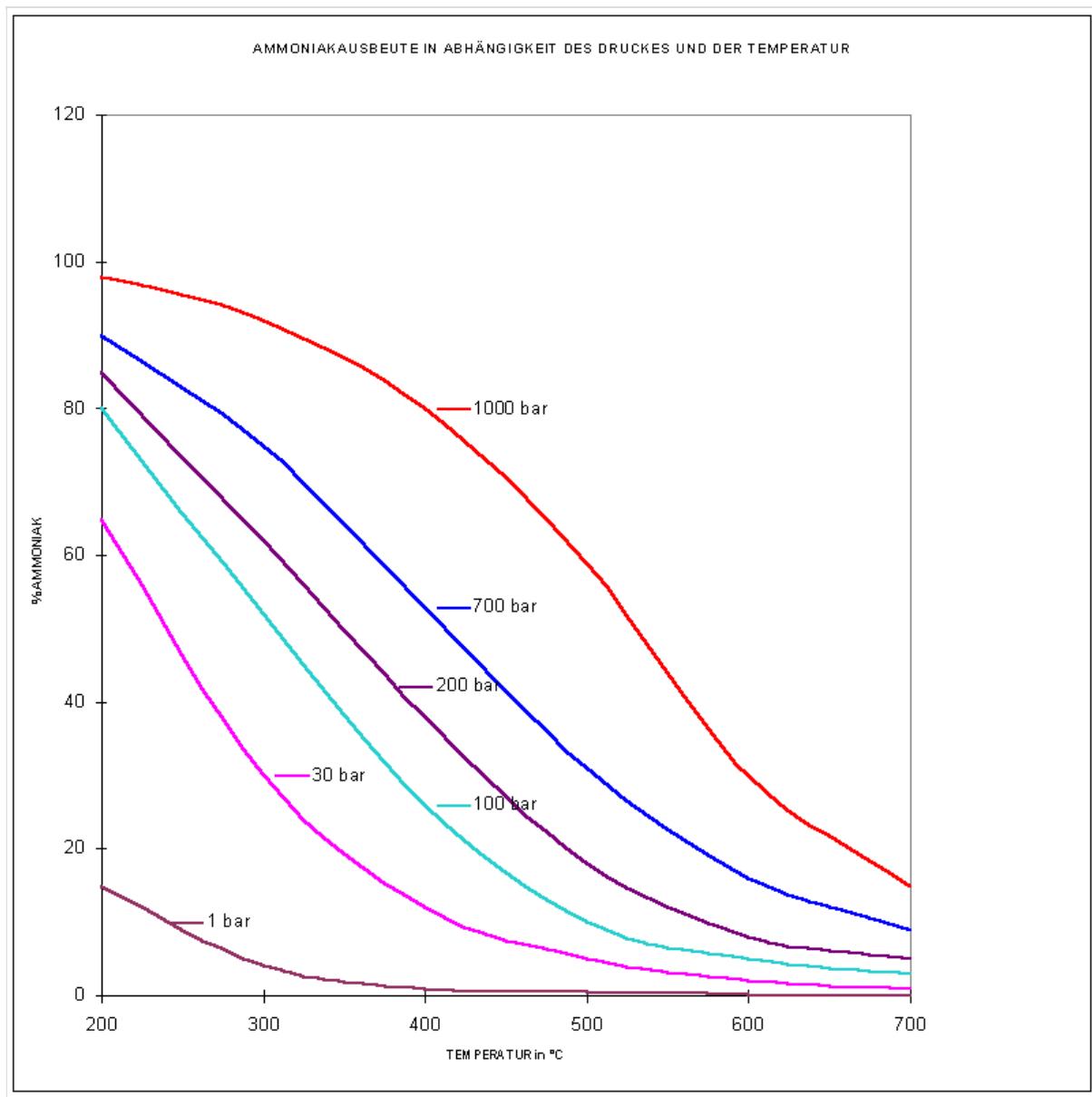


Bild 6.23: Ammoniakausbeuten in Abhängigkeit von Druck und Temperatur

3. Ozonprobleme

Ozon ist ein Stoff, welcher einerseits sehr nützliche, andererseits aber auch sehr schädliche Eigenschaften besitzt. Ozon ist in der Lage harte, kurzwellige UV-Strahlen zu absorbieren und schützt damit die Lebewesen der Erde vor dieser energiereichen kosmischen Strahlung. Ozon ist aber auch sehr reaktionsfreudig und wirkt stark oxidierend. Beim Einatmen greift Ozon die Schleimhäute und das Lungengewebe an und erzeugt irreversible Schädigungen an Gewebe, Enzymen und Hormonen. Mit dem einen Stoff sind zwei voneinander völlig unabhängige Probleme verknüpft, die längst durch die Presse den Weg in unseren Alltag gefunden haben:

Aufbau der Atmosphäre

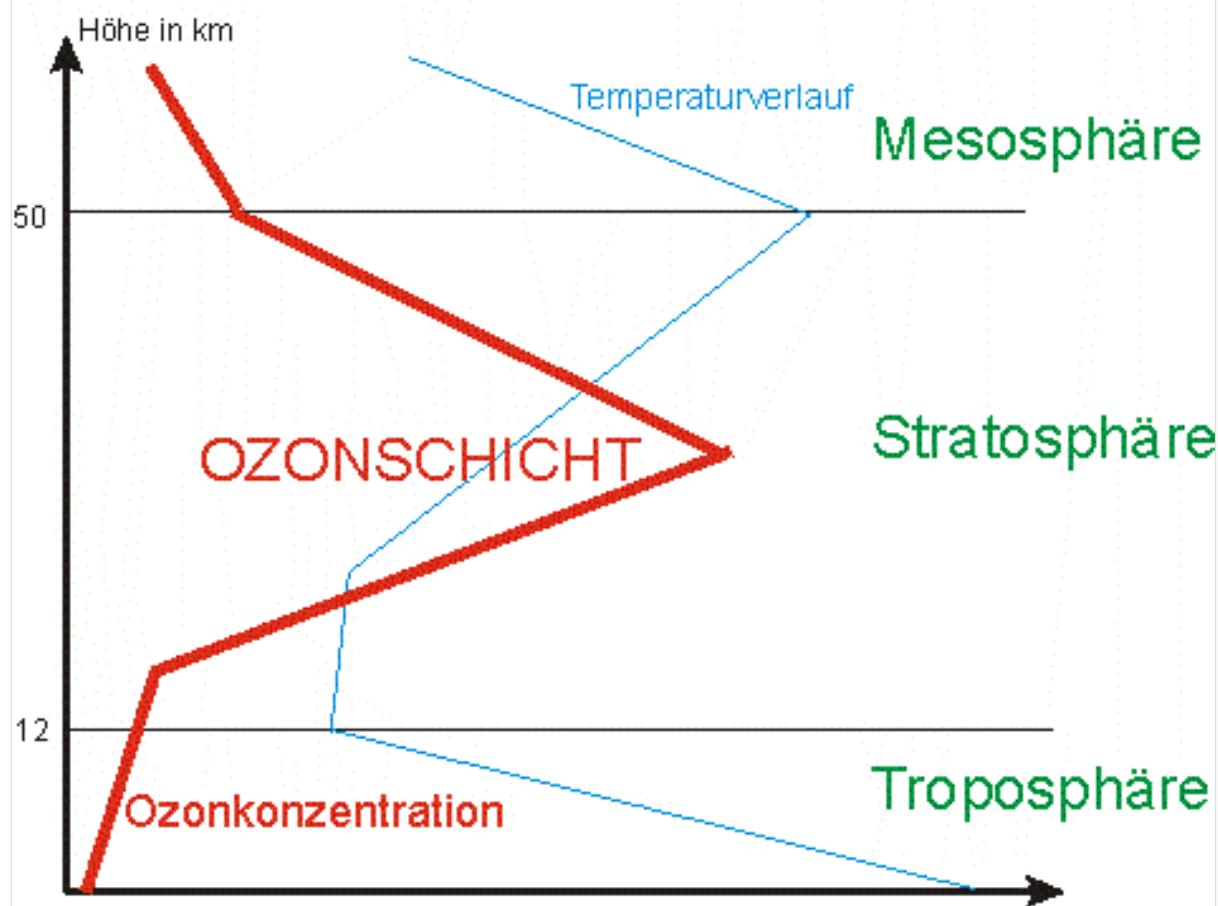


Bild 6.24: Der Aufbau der Atmosphäre

3a) Das Ozonloch

(Stratosphärisches Ozon)

Ozonmesswerte der NASA, 1996/97

Ozonmesswerte der NASA, 1998

Ozonmesswerte der NASA, 1999

Ozonmesswerte der NASA, 2005

Das **Ozonloch** ist ein saisonales Phänomen, welches alljährlich im Polarfrühling an den beiden Polkappen auftritt. Unter dem Begriff [Ozonloch](#) versteht man eine kurzfristige Erniedrigung der Ozonkonzentration in der Ozonschicht über den Polen. Sie wird verursacht durch Chlorradikale, deren Ursprung Fluorchlorkohlenwasserstoffe [FCKW](#), Kühl- und Treibmittel in Kühlschränken und Spraydosen sind. Die FCKW's sind Stoffe, welche unter normalen Bedingungen chemisch sehr träge sind und daher andere gefährlichere Stoffe in den genannten Anwendungen abgelöst haben.

Gelangen FCKW's durch unsachgemäße Beseitigung von Kühlschränken oder den Gebrauch von Spraydosen in die Umwelt, verteilen sie sich durch Diffusion in den unteren Luftschichten. Sie stellen hier keine nennenswerte Belastung dar. Durch die äquatoriale Luftsleuse gelangen sie jedoch in höhere Luftschichten, so auch in die Ozonschicht in einer Höhe von 15

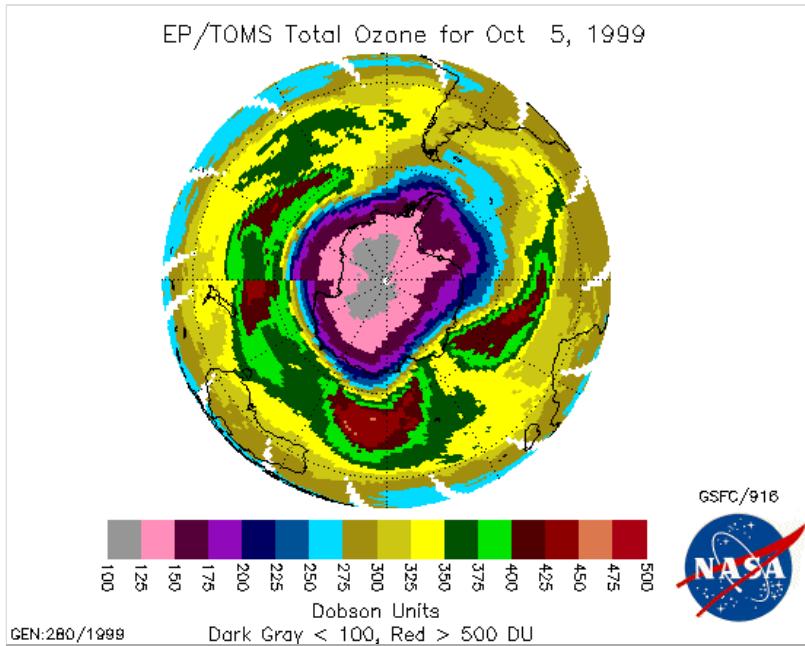
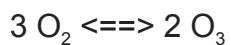


Bild 6.25: Das Ozonloch über der Antarktis 1999

- 30 km.

Die Ozonschicht absorbiert den grössten Teil der harten, kurzweligen UV-Strahlung, die von der Sonne ausgesandt wird. Ozon bildet sich unter diesen Bedingungen aus elementarem Sauerstoff:

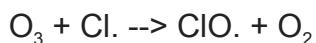


In dieser Luftsicht ist die harte, energiereiche UV-Strahlung noch in genügendem Mass vorhanden, um die FCKW's zu beeinflussen. Sie zersetzen sich unter Abspaltung eines Chlorradikals.



Das Chlorradikal Cl. ist ein

äusserst reaktionsfreudiger Stoff. Er reagiert sofort mit Ozon und bildet dabei Chlormonoxidradikale:



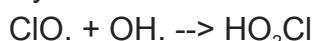
Die Chlormonoxidradikale ihrerseits reagieren erneut mit Ozon:



Bei dieser Reaktion entsteht erneut ein Chlorradikal, d. h. es ergibt sich ein Kreislauf, welcher die ozonabbauenden Stoffe immer neu generiert und dadurch theoretisch nie zum Stillstand kommt.

Glücklicherweise finden sich in den oberen Luftsichten aber auch Stoffe, Hydroxid- (OH.) und Stickstoffdioxidradikale (NO₂.), welche dem steten Abbau des Ozons entgegenwirken.

Hydroxid- und Stickstoffdioxidradikale reagieren mit den Chlormonoxidradikalen.



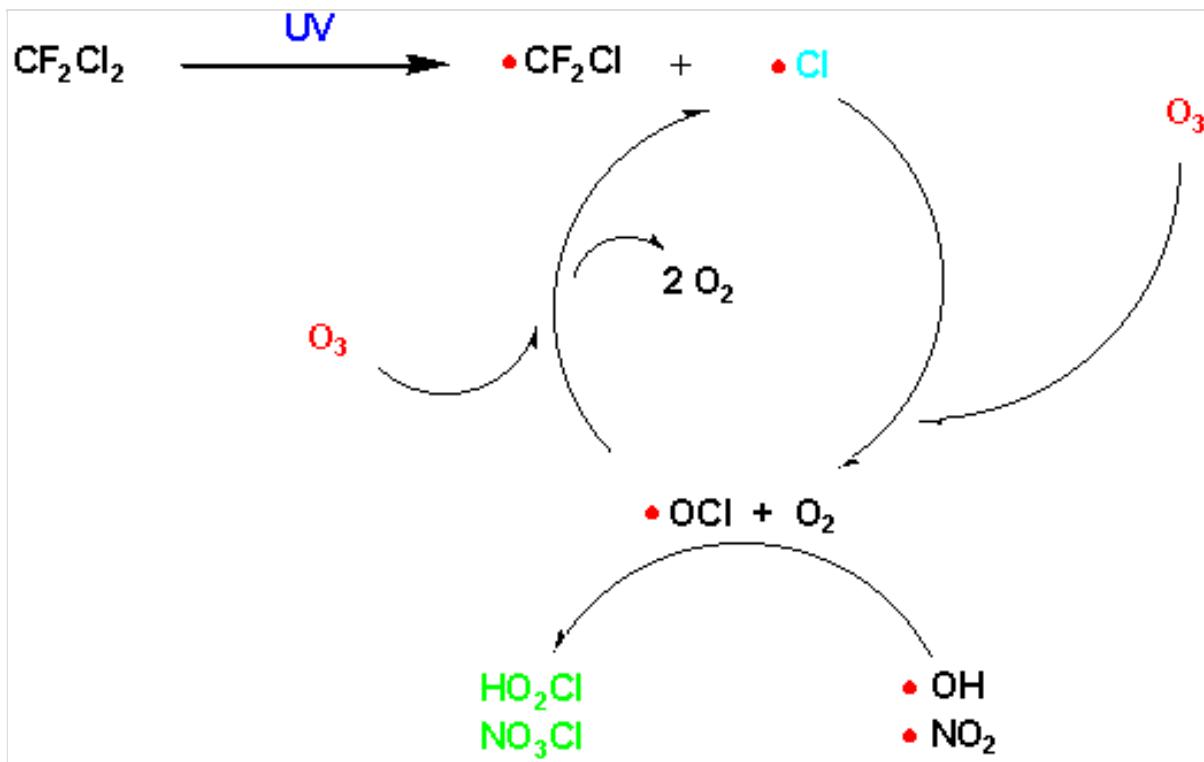


Bild 6.26: Kreisläufe bei der Ozonzerstörung

Die beiden Stoffe HO_2Cl und $\text{NO}_3\text{-Cl}$ sind stabil und lassen sich durch die harte UV-Strahlung nicht spalten. Sie entziehen die Chlorradikale dem Abbauzyklus.

Die obigen Gleichungen beschreiben die chemischen Prozesse, die dem Ozonabbau in der Ozonschicht zu Grunde liegen. Sie erklären aber nicht, weshalb dies vermehrt im Polarfrühling und eigentlich ausschließlich an den Polen geschieht. Hierzu müssen die extremen klimatischen Bedingungen berücksichtigt werden, die an den Polkappen herrschen:

Im Polarwinter bildet sich ein spezielles, abgeschlossenes klimatisches System an den Polen aus. Winde, der **zirkumpolare Wirbel** kreisen wirbelartig um den Pol und erschweren den Luftaustausch mit gemäßigten Breiten. Dies hat zur Folge, dass die Temperaturen sehr tief fallen können, bis -80°C in Höhen von 20 km. In diesen sehr kalten Luftmassen bilden sich Wolken, die aus winzigen **Eispartikeln** bestehen. Sie bescheren einem ahnungslosen Betrachter einen wunderschönen, orange leuchtenden Anblick. Die Bildung der Eispartikel hat allerdings verheerende Folgen: Bei den enorm tiefen Temperaturen kondensieren und erstarren nämlich $\text{NO}_3\text{-Cl}$ und HO_2Cl an den Eiswolken und werden katalytisch umgewandelt zu HNO_3 , Cl_2 und HCl . Diese Stoffe sind nun aber durch die harte UV-Strahlung spaltbar, weshalb beim Einsetzen der ersten Sonnenstrahlen im Polarfrühling die aus dem ozonabbauenden Zyklus entfernten Stoffe wieder zu Ozonzerstörern werden. Die Konzentration der Chlorradikale steigt innerhalb kurzer Zeit sprunghaft an, da sie durch den zirkumpolaren Wirbel konzentriert werden. Dies führt zu einem enorm schnellen Ozonabbau in dieser Phase. Nachdem sich die Luftmassen erwärmt haben, strömt ozonreichere Luft aus den gemäßigten Breiten ein. Die Ozonkonzentration kann sich etwas ausgleichen. Trotzdem ist der weltweite Ozonabbau durch FCKW's bedeutend größer als die natürliche Ozonproduktion. Dies führt dazu, dass die Ozonschicht über der Erde alljährlich um ca. 1 % ausdünnnt und wir auch in gemäßigten Breiten vermehrt harter UV-Strahlung ausgesetzt sind.

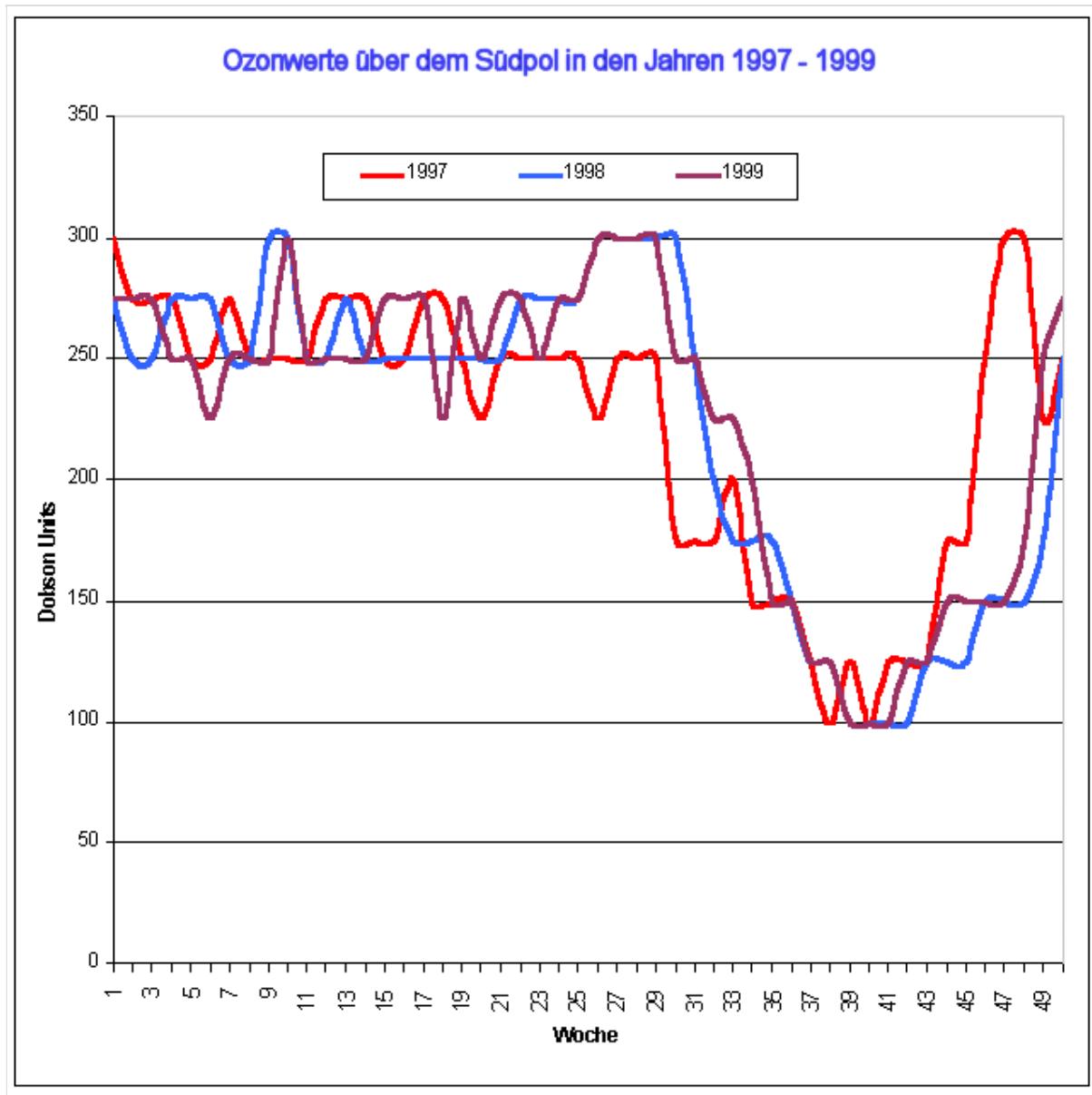


Bild 6.27: Ozonwerte über der Antarktis



Crutzen, P.

Die beschriebenen Reaktionen, die sich in der Stratosphäre abspielen sind von [Paul J. Crutzen](#), einem holländischen Wissenschaftler vorgeschlagen und untersucht worden. Zu deren Bestätigung versuchte er in seinen Forschungslabors ähnliche Bedingungen zu schaffen wie sie in der Natur herrschen. Er konnte alle aufgeführten Stoffe in beiden Systemen nachweisen und damit den vorgeschlagenen Mechanismus, der zur Zerstörung der Ozonschicht führt untermauern. Für seine Arbeiten wurde [Paul J. Crutzen](#) 1995 von der königlichen Akademie der Wissenschaften mit dem [Nobelpreis](#) geehrt.

Bild 6.28: Paul J. Crutzen

3b) Bodennahes Ozon

(Troposphärisches Ozon)

Das Ozon, welches sich in **Bodennähe** bildet, hat **keinen natürlichen Ursprung**. Es ist ein menschgemachtes Problem, welches sich tageweise an schönen Sommertagen in der Nähe von verkehrsreichen Gebieten bemerkbar macht. Verantwortlich für die Entstehung von Ozon sind **Emissionen von Stickstoffdioxid** aus Verbrennungsanlagen und dem Automobilverkehr:



Dabei ist M ein **katalytisch wirkender Stoßpartner**, häufig handelt es sich um Kohlenwasserstoffradikale oder Partikel aus Autoabgasen.

Hohe Ozonbelastungen im Volksmund auch **Sommersmog** genannt, sind ein tägliches Phänomen, welches nur an schönen **Sommertagen** auftritt. Die Vermutung liegt nahe, dass die Sonnenstrahlung am Prozess beteiligt ist. Tatsächlich spalten UV-Strahlen die NO_2 -Moleküle in NO und O. - Radikale:



Die Sauerstoffradikale sind in der Lage elementaren Sauerstoff anzugreifen und Ozon zu bilden:

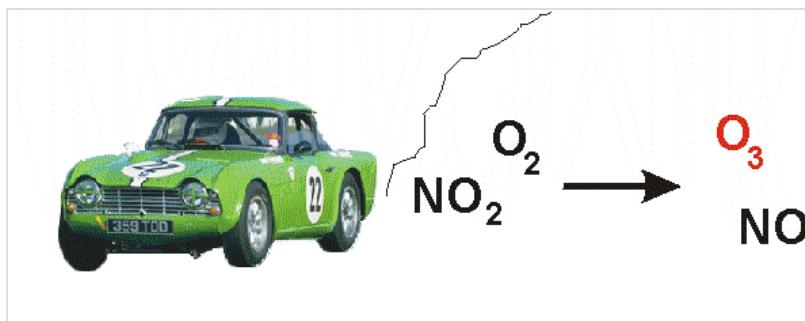
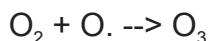


Bild 6.29: Autoabgase

Bei starker Sonneneinstrahlung wird dieser Prozess begünstigt, weshalb die maximale Ozonmenge in den Mittagsstunden und vor allem auch in höheren Lagen erreicht wird. Die nachstehende Graphik zeigt die Veränderung der Ozonkonzentration im Verlauf eines Tages in einer deutschen Grossstadt. Angegliedert sind Grafiken, die die Schadstoffkonzentrationen in Zürich im August und September 1997 aufzeigen (Quelle:NZZ)

Weitere Schadstoffdaten: (Quelle:NZZ)

Mai 2004 [\[link\]](#)

Juni 2004 [\[link\]](#)

Juli 2004 [\[link\]](#)

August 2004 [\[link\]](#)

September 2004 [\[link\]](#)

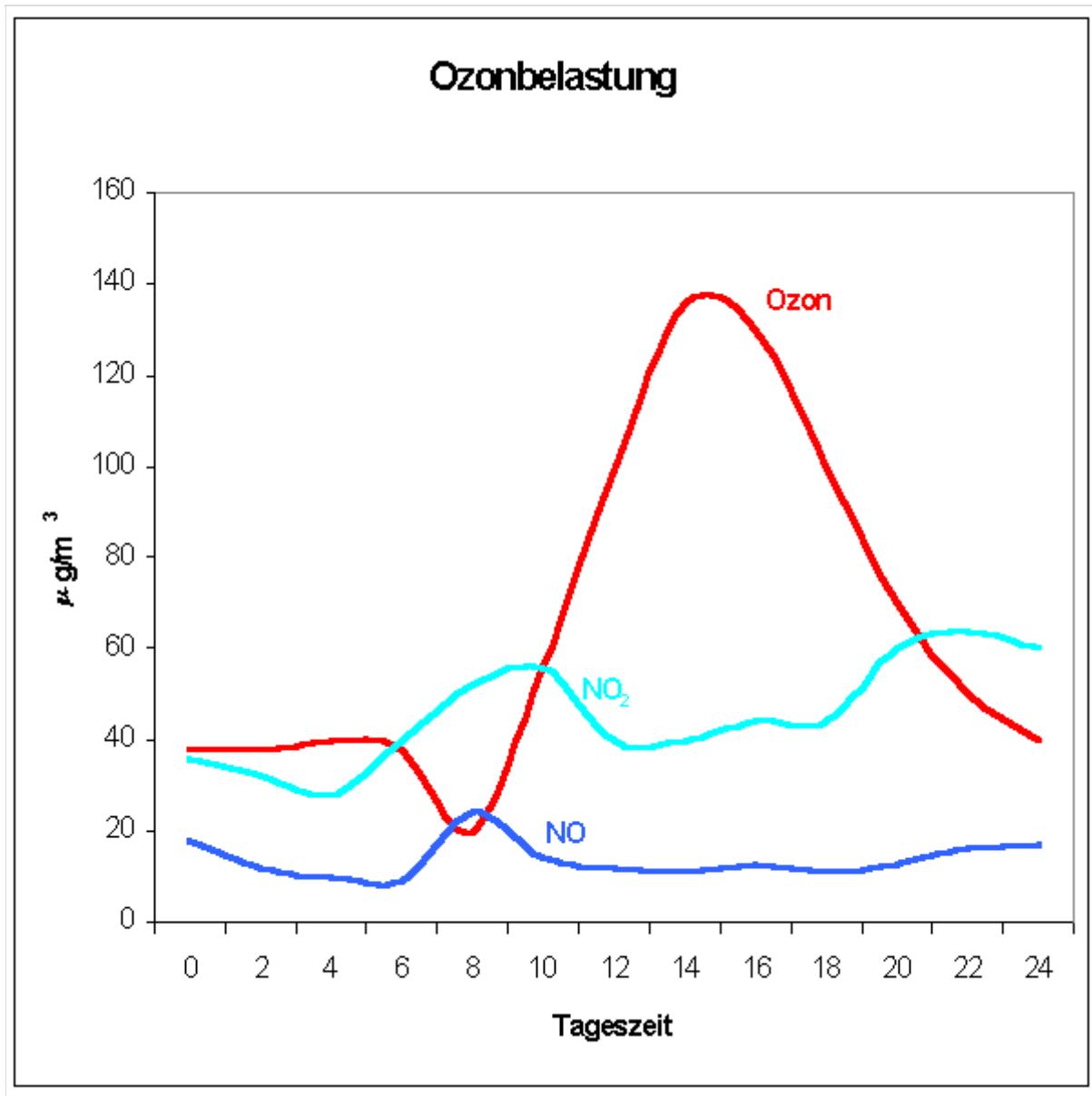


Bild 6.37: Ozonkonzentration im Tagesverlauf

Eigenartigerweise stellt man aber fest, dass die höchsten Ozonbelastungen nicht direkt am Ort der Entstehung, sondern etwas abseits in ländlicher Umgebung auf Anhöhen gemessen werden. Der Grund dafür ist einerseits die Thermik, welche die warmen Luftmassen aufsteigen lässt, andererseits wird in verkehrsreichen Gebieten entstandenes Ozon durch Kohlenwasserstoffradikale effektiver zersetzt als in ländlichen Gebieten. Hier ist die Konzentration der ozonabbauenden Stoffe deutlich kleiner. Rein aus Sicht der Ozonbelastung sind die Luftmassen in stadtnahen Gebieten stärker belastet als in der Stadt selbst. Eine körperliche Anstrengung, wie z. B. Joggen sollte dort deshalb an schönen Sommertagen um die Mittagszeit vermieden werden.

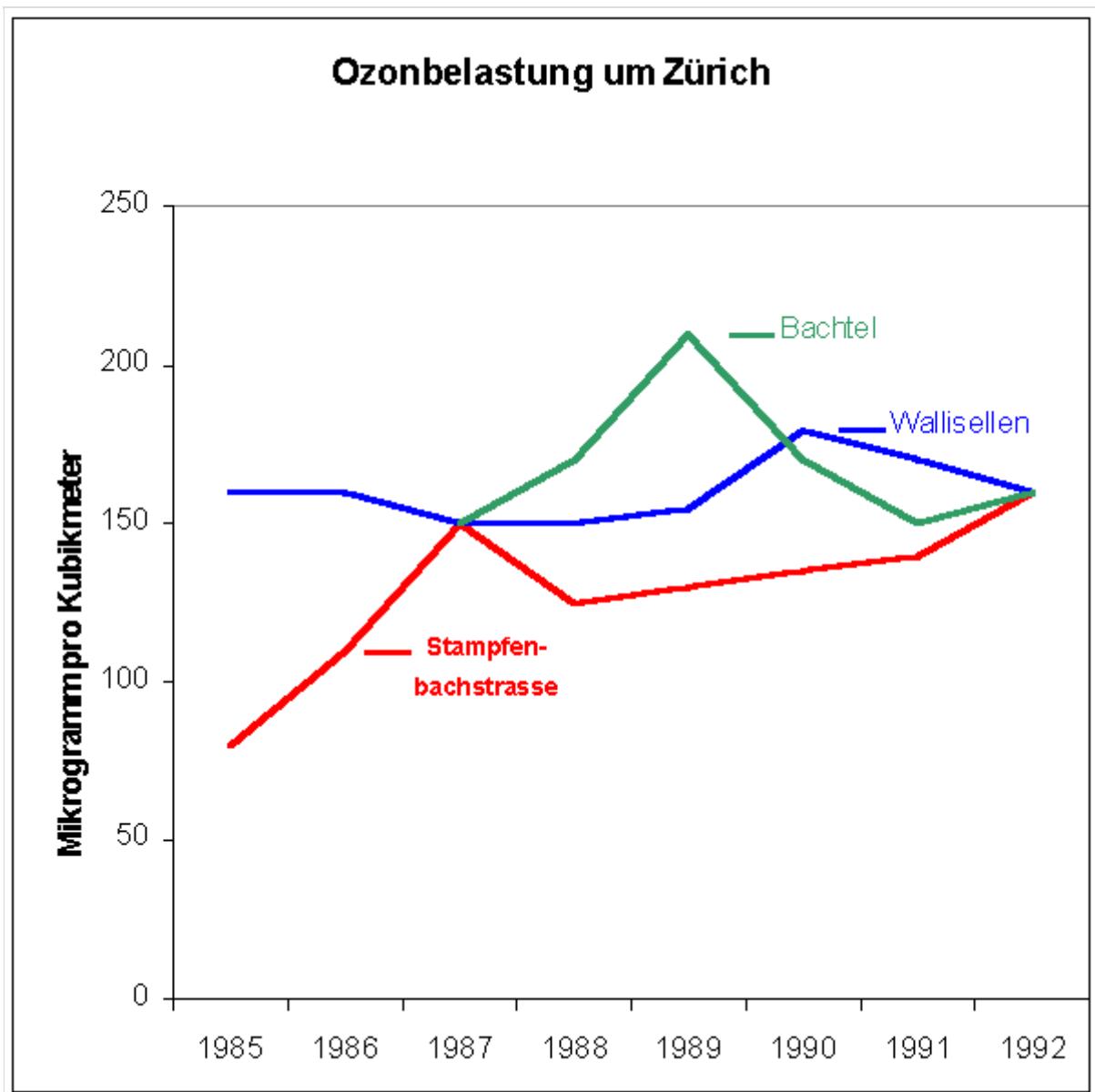


Bild 6.38: Die Ozonbelastung in Zürich

(Quelle: BUWAL 1997)

Die nachfolgende Zusammenstellung gibt einen Einblick in die bekannten Auswirkungen einer zu hohen Ozonbelastung.

O_3

$\mu\text{g}/\text{m}^3$

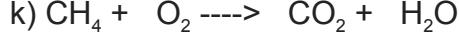
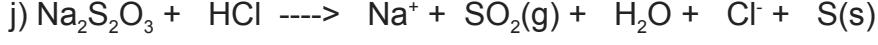
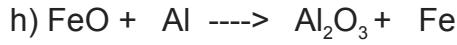
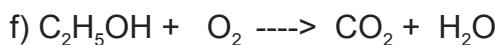
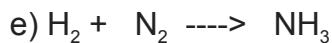
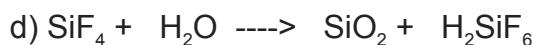
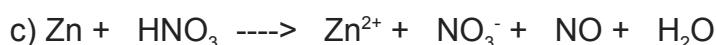
Wirkung beim Menschen

20'000	
10'000	Lungenödem
4'000	Reizgasvergiftung (Lungenkapillarschäden)
2'000	Bronchiolitis
1'000	Lungenfibrose
	Substanzelle Schädigung, Chromosomensch
	Enzymhemmung (Blut, Lunge)
400	Hormon- und Enzymveränderungen
	Peroxidbildung
	Asthmasymptome, Hustenreiz
200	Atemwegsentzündungen, Immunsystem wird
	Schleimhautreizzungen, Augenreizzungen
100	Beeinträchtigung der Lungenfunktion
	Beeinträchtigung der körperlichen Leistung
40	Belästigung
	Kopfschmerzen
20	Geruchsschwelle

Bild 6.39: Die Ozonbelastung für Organismen

6.6 Übungsaufgaben

1. Ergänzen Sie in den nachfolgenden Reaktionsgleichungen die stöchiometrischen Koeffizienten



2. Wieviel Gramm Wasser benötigt eine Pflanze zur photosynthetischen Herstellung von einem Gramm Traubenzucker ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)?



3. Mangan wird durch die Reduktion von Braunstein (MnO_2) mittels Aluminium erhalten, wobei im weiteren Al_2O_3 entsteht. Wieviele kg Aluminium müssen Sie einsetzen, um 10 kg Mangan zu erhalten?



4. Wieviele kg Kohle werden gebraucht, um in einem Hochofen 1 Tonne Eisen aus dem Erz (Fe_2O_3) zu erhalten?



5. Wieviele Liter Kohlendioxid werden bei der Verbrennung von 1 kg Erdgas (Methan) bzw. 1 kg Propan (C_3H_8) erzeugt?



6. Wieviele Liter Luft passieren einen Vergaser bei der Verbrennung von 1 Liter Benzin? Annahme: Benzin entspricht Octan (C_8H_{18}), $\rho = 0.7025 \text{ kg/dm}^3$.



7. Berechnen Sie die Wärmetönungen der folgenden Reaktionen.



a) Auflösen von Kochsalz in Wasser:



b) Auflösen von Lithiumchlorid in Wasser:



c) Verbrennen von 10 g Magnesium:

8. Berechnen Sie die Änderungen im Ordnungszustand der folgenden Reaktionen.



a) Beim Erwärmen von Natriumcarbonat entsteht Natriumoxid und Kohlendioxid:



b) Übergiesst man Kalk mit Salzsäure (HCl (aq)) entsteht Kohlendioxid, Wasser und die entsprechenden in Wasser gelösten Ionen:

9. Geben Sie an, ob die nachfolgenden Reaktionen freiwillig und spontan ablaufen.



a) Bildung von Schwefelwasserstoff aus den Elementen:



b) Bildung von Ammoniak aus den Elementen:



c) Zn (s) + 2 HCl (aq) $\rightarrow \text{H}_2$ + 2 Cl^- (aq) + Zn^{2+} (aq) :

Welche Energiemenge wird frei beim Umsatz von 20 g Zink?

10. Schreiben Sie das Massenwirkungsgesetz auf für das Gleichgewicht der Bildung von Stickstoffmonoxid aus den Elementen. Berechnen Sie den Wert der Gleichgewichtskonstanten bei 25°C .



11. Lässt man 2 mol SO_2 mit einem mol O_2 reagieren, entsteht ein Gleichgewichtsgemisch, welches 1.52 mol SO_3 enthält (Achtung! 1.52 mol SO_3 ist die Stoffmenge im Gleichgewicht!). Das Reaktionsgefäß habe ein Volumen von 50 Litern. Wie gross ist die Gleichgewichtskonstante?



12. In einem geschlossenen Gefäß von 1 Liter Inhalt werden bei Raumtemperatur Wasserstoff und Kohlendioxid eingeleitet. Es stellt sich ein Gleichgewicht ein, bei welchem Kohlenmonoxid und Wasserdampf entstehen. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante. Welche Stoffkonzentrationen stellen sich ein, wenn man anfangs



a) je 0.5 mol Wasserstoff und Kohlendioxid



b) 0.5 mol Wasserstoff und 1 mol Kohlendioxid einleitet

13. Gibt man Essigsäure ins Wasser (CH_3COOH (aq)), stellt sich ein Gleichgewicht mit Acetationen (CH_3COO^- (aq)) und Hydroniumionen (H^+ (aq)) ein. Berechnen Sie die Gleichgewichtskonstante bei Raumtemperatur. Welche Hydroniumionenkonzentration liegt vor, wenn man ursprünglich 1 mol Essigsäure in 1 Liter Wasser gelöst hat?



6.7 Lernkontrolle

1. Stöchiometrische Faktoren beschreiben

- a) die Massenverhältnisse
- b) die Volumenverhältnisse
- c) die Mengenverhältnisse der Reaktanden

2. Die korrekte chemische Gleichung für die Verbrennung von Magnesium lautet

- a) Mg + O \rightarrow MgO
- b) Mg + O₂ \rightarrow MgO₂
- c) 2 Mg + O₂ \rightarrow 2 MgO

3. Die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion wird unter anderem beeinflusst durch

- a) die Temperatur
- b) die Aktivierungsenergie
- c) gar nichts

4. Katalysatoren

- a) sind spezielle Stoffe, die zu neuen Produkten führen
- b) beschleunigen eine chemische Reaktion
- c) beschleunigen den Zerfall radioaktiver Isotope

5. Biologische Katalysatoren heissen

- a) Saccharide
- b) Enzyme
- c) Hormone

6. Die Schadstoffe, die von einem Autokatalysator umgewandelt werden, sind

- a) CO₂, NO₂, Partikel
- b) CO, NO_x, Kohlenwasserstoffe
- c) Bleiverbindungen, CO, NO_x

7. Die Reaktionsenthalpie beschreibt

- a) den Wärmeumsatz chemischer Reaktionen
- b) die Reaktionsgeschwindigkeit
- c) den Stoffumsatz chemischer Reaktionen

8. Die Entropie ist ein Mass für

- a) den Wärmeumsatz chemischer Reaktionen
- b) die Spontaneität chemischer Reaktionen
- c) den Ordnungszustand

9. Reaktionen, die freiwillig und spontan ablaufen, besitzen

- a) eine negative freie Reaktionsenthalpie
- b) eine negative Reaktionsenthalpie
- c) eine positive Reaktionsentropie

10. Im chemischen Gleichgewicht

- a) liegen Edukte und Produkte in gleichen Mengen vor
- b) sind die Reaktionsgeschwindigkeiten vor und zurück gleich gross
- c) finden keine Reaktionen mehr statt

11. Die Gleichgewichtskonstante beschreibt

- a) die Mengenverhältnisse der Stoffe im Gleichgewicht
- b) die Geschwindigkeit der Gleichgewichtsreaktionen
- c) die Konzentration des Katalysators

12. In einer Halogenlampe

- a) findet ein Wolframtransport statt
- b) wird kein Wolfram am Glas abgelagert
- c) wird das Licht von Iod erzeugt

13. Die grosstechnische Synthese von Ammoniak

- a) geschieht bei Raumtemperatur und hohem Druck
- b) geschieht bei hoher Temperatur, hohem Druck und unter Katalyse
- c) geschieht bei tiefer Temperatur unter Katalyse

14. Der grösste Teil des produzierten Ammoniaks wird verwendet zur Herstellung von

- a) Kosmetika
- b) Düngemitteln
- c) Reinigungsmitteln

15. Das Ozonloch bildet sich aus

- a) über beiden Polen im Polarfrühling
- b) über beiden Polen während des ganzen Jahres
- c) über dem Nordpol während des Sommers

16. Ein wichtiger Faktor, der die Bildung eines Ozonlochs ermöglicht, ist

- a) der Aussstoss von Fluorchlorkohlenwasseroft - Verbindungen
- b) der hohe Aussstoss von Kohlendioxid
- c) der Gebrauch fossiler Brennstoffe

17. FCKW's sind Verbindungen, die im Labor

- a) hochreakтив
- b) unreaktiv
- c) hochgiftig sind

18. Die kurzwellige UV - Strahlung in der Ozonschicht

- a) erzeugt Wärme
- b) erzeugt Chlorradikale
- c) erzeugt Eiswolken

19. Die hohe Ozonbelastung in Bodennähe

- a) tritt meist im Sommer auf
- b) tritt nur im Winter auf
- c) heisst Ozonloch

20. Die Ursachen der hohen Ozonbelastung in Bodennähe sind/ist

- a) FCKW's
- b) Stickoxide
- c) Kohlendioxid

6.8 Literatur

R. E. Dickerson, I. Geis

Chemie

Verlag Chemie, 1981

Div. Autoren

Chemische Kinetik

Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, 1983

Div. Autoren

Chemische Thermodynamik

Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, 1982

W. Geier

Skript zur Vorlesung Anorganische Chemie ETH

1987

U. Wild

Skript zur Vorlesung Physikalische Chemie ETH

1987

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

P. W. Atkins

Physical Chemistry 2nd Edition

Oxford University Press, 1982

P. W. Atkins, J. A. Beran

Chemie einfach alles

VCH, 1992

K. Denbigh

Prinzipien des chemischen Gleichgewichts

Dr. Dietrich Steinkopf Verlag, 1974

Div. Autoren

Atmosphäre, Klima, Umwelt

Spektrum der Wissenschaft, 1990

6.9 Web-Links

Kinetik

[Info](#) 

[Info](#) 

Katalyse/Auto

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

Thermodynamik

[Info](#) 

[Info](#) 

[dInfo](#) 

Chemisches Gleichgewicht

[Info](#) 

[Info](#) 

Le Châtelier

[Biographie](#) 

[Info](#) 

Ammoniaksynthese

[Info](#) 

[Info](#) 

Fritz Haber

[Biographie](#) 

[Biographie](#) 

[Biographie](#) 

Carl Bosch

[Biographie](#) 

[Biographie](#) 

Ozonloch

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

Paul Joseph Crutzen

[Biographie](#) 

[Biographie](#) 

Sommersmog

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

[Info](#) 

6.10 Tabelle Thermodynamik

Formel	ΔH_f^0 Enthalpie kJ/mol	ΔS^0 Entropie J/K x mol	Δf_f^0 freie Enthalpie kJ/mol
Ag (g)	289.2	172.89	250.37
Ag (s)	0	42.7	0
Ag ⁺ (aq)	105.58	72.68	77.11
AgBr (s)	- 100.37	107.1	- 96.90
AgBr (aq)	- 15.98	155.2	- 26.86
AgCl (s)	- 127.03	96.11	- 109.72
AgCl (aq)	- 61.58	129.30	- 54.12
Agl (s)	- 61.84	115.5	- 66.19

AgI (aq)	50.38	184.10	25.52
AgNO ₂ (s)	- 44.37	128.11	19.85
AgNO ₃	- 124.39	140.92	- 33.41
Ag ₂ O (s)	- 31.05	121.3	- 11.2
Al (g)	313.8	164.44	273.2
Al (s)	0	28.32	0
Al ³⁺ (aq)	- 524.7	- 321.7	- 481.2
AlCl ₃ (s)	- 704.2	110.67	- 628.8
Al ₂ O ₃ (s)	- 1675.7	50.92	- 1582.3
Al(OH) ₃ (s)	- 1276	-	-
Ar (g)	0	154.72	0
As (g)	253.72	174.1	212.30
As (s)	0	35.14	0
B (g)	406.7	153.34	362.8
B (s)	0	5.86	0
Ba (g)	175.56	170.28	144.77
Ba (s)	0	62.8	0
Ba ²⁺ (aq)	- 538.36	9.6	- 560.7
BaCO ₃ (s)	- 1216.3	112.1	- 1137.6
BaO (s)	- 553.5	70.4	- 525.1
Be (s)	0	9.54	0
Be ²⁺ (aq)	- 389	-	- 356.5
Br (g)	111.88	175.02	82.38
Br ⁻ (aq)	- 120.92	80.71	- 102.82
Br ₂ (g)	30.91	245.46	3.14
Br ₂ (l)	0	152.3	0
C (g)	716.68	158.10	671.26
C (s) Graphit	0	5.74	0
C(s) Diamant	1.89	2.38	2.90
C ₂ H ₂ (g)	226.75	200.82	209.2
C ₂ H ₄ (g)	52.28	219.45	68.12
C ₂ H ₅ OH (g)	- 235.43	282.0	- 168.62
C ₂ H ₅ OH (l)	- 277.63	160.7	- 174.77
C ₂ H ₆ (g)	- 84.67	229.5	- 32.89
C ₃ H ₆ (g) Cyclopropan	53.30	237.44	104.39

C ₃ H ₈ (g)	-103.85	269.91	82.38
C ₄ H ₈ (g) Cyclobutan	26.65	265.39	110.4
C ₅ H ₁₀ (g) Cyclopentan	- 77.24	292.88	38.62
C ₆ H ₁₂ (g) Cyclohexan	-123.14	298.24	31.76
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s) Glucose	- 1268	212	- 910
C ₆ H ₆ (g)	82.93	269.20	129.66
C ₆ H ₆ (l) Benzol	49.03	173.3	124.5
C ₁₀ H ₂₂ Decan	- 249.13	545.07	32.60
Ca (s)	0	41.63	0
Ca ²⁺ (aq)	- 542.96	- 55.2	- 533.04
CaCO ₃ (s) Calcit	- 1206.87	92.9	-1128.76
CaCO ₃ (s) Aragonit	- 1207.04	88.7	- 1127.7
CCl ₄ (l)	-135.44	216.40	- 65.27
CCl ₄ (g)	100.42	310.12	58.24
CF ₄ (g)	- 933.0	261.5	- 888.4
CH ₃ CHO (g)	- 166.36	265.7	- 133.72
CH ₃ COO ⁻ (aq)	- 488.87	-	- 372.46
CH ₃ COOH (aq)	- 488.45	-	- 399.61
CH ₃ COOH (l)	- 487.0	159.8	- 392.5
CH ₃ OH (aq)	- 245.89	132.34	- 175.23
CH ₃ OH (g)	- 201.25	273.7	- 161.92
CH ₃ OCH ₃ (g)	- 184.05	276.06	- 112.93
CH ₃ OH (l)	- 238.64	126.8	- 166.31
CH ₄ (g)	- 74.85	186.26	- 50.72
Cl (g)	121.68	165.20	105.68
Cl ⁻ (aq)	- 167.16	56.5	- 131.23
Cl ₂ (g)	0	223.07	0
CO (g)	- 110.52	197.67	- 131.17
CO ₂ (aq)	- 412.92	121.34	- 386.23
CO ₂ (g)	- 393.51	213.74	- 394.38

CO_3^{2-} (aq)	- 677.14	- 56.9	- 527.81
Cs (g)	78.78	175.49	51.21
Cs (s)	0	82.8	0
Cu (g)	341.08	116.29	301.42
Cu (s)	0	33.15	0
Cu^+ (aq)	71.67	40.6	49.98
Cu^{2+} (aq)	64.77	- 99.6	65.49
CuO (s)	- 157.3	42.63	- 129.7
CuSO_4 (s)	- 771.36	109	- 661.9
F (g)	76.6	158.64	59.4
F^- (aq)	- 332.63	- 13.8	- 278.79
F_2 (g)	0	202.78	0
Fe (g)	404.51	180.37	358.82
Fe (s)	0	27.28	0
Fe^{2+} (aq)	- 89.1	- 137.7	- 78.90
Fe_2O_3 (s) Hämatit	- 824.2	87.4	- 742.2
Fe^{3+} (aq)	- 48.5	- 315.9	- 4.7
Fe_3O_4 (s) Magnetit	- 1118.4	146.4	- 1015.4
Ge (s)	0	42.43	0
Ge (g)	328.19	167.80	290.79
H (g)	217.97	114.71	203.25
H^+ (aq)	0	0	0
H_2 (g)	0	130.68	0
H_2CO_3 (aq)	- 698.7	191.2	- 623.42
H_2O (g)	- 241.82	188.83	- 228.57
H_2 (g)	0	130.68	0
H_2O (l)	- 187.78	109.6	- 120.35
H_2S (aq)	- 39.9	122.2	- 27.36
H_2S (g)	- 20.15	205.64	- 33.02
HBr (g)	- 36.23	198.48	- 53.22
HCHO (g)	- 115.9	218.7	- 109.6
HCl (aq)	- 167.46	55.2	- 131.17
HCl (g)	- 92.31	186.68	- 95.27
HCOO^- (aq)	- 410.0	91.6	- 334.7
HCOOH (aq)	- 410.0	163.6	- 356.1
HCOOH (g)	- 362.63	251.04	- 335.72

HCOOH (l)	- 409.2	128.95	- 346.0
He (g)	0	126.06	0
HF (g)	- 268.6	173.51	- 270.7
Hg (g)	61.32	174.96	31.82
Hg (l)	0	76.02	0
Hg ₂ Cl ₂ (s)	-265.22	192.5	- 210.75
HgCl ₂ (s)	- 230.1	144.3	-185.8
HgO (s)	- 90.83	70.29	- 58.54
HI (g)	26.48	206.59	1.70
HNO ₃ (aq)	- 206.56	146.4	- 110.50
HNO ₃ (l)	- 173.22	155.60	- 79.91
I (g)	106.62	180.68	70.15
I ⁻ (aq)	- 55.19	111.3	- 51.57
I ₂ (aq)	20.9	-	16.43
I ₂ (g)	62.24	260.69	19.33
I ₂ (s)	0	116.4	0
IBr (g)	40.79	258.6	3.81
ICl (g)	17.6	247.36	- 5.52
K (g)	89.24	160.34	60.59
K (s)	0	64.18	0
K ⁺ (aq)	- 252.38	102.5	- 283.27
Kr (g)	0	163.97	0
Li (g)	155.10	138.67	122.13
Li (s)	0	28.03	0
Li ⁺ (aq)	- 278.46	14.2	- 293.80
LiBr (s)	- 350.28	69	- 339.74
LiCl (s)	- 408.77	55.2	- 383.70
LiF (s)	- 612.10	35.86	- 584.10
Mg (g)	147.7	148.65	113.10
Mg (s)	0	32.68	0
Mg ²⁺ (aq)	- 466.85	- 138.10	- 454.8
MgCl ₂ (s)	- 641.83	89.5	- 592.33
MgCO ₃ (s)	- 1095.8	65.7	- 1012.1
MgO (s)	- 601.70	26.94	- 569.57
Mn (s)	0	31.76	0
Mn ²⁺ (aq)	- 218.8	- 83.7	- 233.4
MnO ₂ (s)	- 520.9	53.1	- 466.1

N (g)	472.65	153.19	455.51
n - C ₄ H ₁₀ (g)	- 124.73	310.0	- 15.69
n - C ₈ H ₁₈ (g)	- 208.45	466.73	16.4
n - C ₈ H ₁₈ (l)	- 249.95	360.79	6.49
N ₂ (g)	0	191.61	0
NO (g)	90.25	210.76	86.55
N ₂ O (g)	82.05	219.85	104.20
NO ₂ (g)	33.18	240.06	51.31
N ₂ O ₄ (g)	9.66	304.30	98.29
N ₂ O ₅ (s)	- 41.8	113.4	134
Na (g)	108.70	153.62	78.12
Na (s)	0	51.0	0
Na ⁺ (aq)	- 239.66	60.2	- 261.87
Na ₂ CO ₃ (s)	- 1130.9	136	- 1047.7
Na ₂ O (s)	- 415.90	72.8	- 376.50
NaBr (s)	- 359.95	-	- 357.7
NaCl (s)	- 411.0	72.4	- 384.03
NaF (s)	- 569.0	58.6	- 541.0
Nal (s)	- 288.03	-	- 237.2
NaOH(aq)	- 469.60	49.79	- 419.15
Ne (g)	0	144.14	0
(NH ₂) ₂ CO (aq)	- 319.24	173.84	- 203.84
(NH ₂) ₂ CO (s)	- 333.17	104.6	- 197.15
(NH ₄) ₂ SO ₄ (s)	- 1179.30	220.29	- 900.35
NH ₃ (aq)	- 80.29	111.3	- 26.50
NH ₃ (g)	- 46.11	192.5	- 16.45
NH ₄ ⁺ (aq)	- 132.51	113.4	- 79.31
NH ₄ Cl (s)	- 314.43	94.6	- 202.87
Ni (s)	0	30.1	0
Ni ²⁺ (aq)	- 64	- 159.4	- 46.4
NO (g)	90.37	210.62	86.69
NO ⁻ (aq)	- 206.57	146.4	- 110.58
NO ₂ (g)	33.85	240.45	>51.84
NO ₂ ⁻ (aq)	- 106.3	125.1	125.1
O (g)	247.52	160.95	230.09
O ₂ (g)	0	205.03	0

O ₃ (g)	142.3	237.7	163.43
OH ⁻ (aq)	- 229.94	- 10.54	- 157.30
P (g)	324.55	163.09	279.11
P (s) rot	- 18.4	29.3	- 13.8
P (s) weiss	0	44.4	0
P ₄ (g)	54.89	279.91	24.35
Pb (g)	193.89	175.27	160.96
Pb (s)	0	64.89	0
Pb ²⁺ (aq)	1.63	21.3	- 24.31
PbO ₂ (s)	- 276.65	76.6	- 218.99
PbSO ₄ (s)	- 918.39	147.3	- 811.24
PCl ₃ (g)	- 306.35	311.67	- 286.27
PCl ₅ (g)	- 398.94	352.7	- 324.55
Rb (g)	85.81	169.99	55.86
Rb (s)	0	69.5	0
Rb ⁺ (aq)	- 246.4	124.3	- 282.21
Rn (g)	0	176.15	0
S (g)	222.80	167.72	182.30
S (s)	0	31.88	0
S ²⁻ (aq)	41.8	-	83.7
Si (g)	368.36	167.86	323.88
Si (s)	0	18.7	0
SiO ₂ (s) Quarz	- 859.4	41.84	- 805.0
Sn (g)	301	168.39	268
Sn (s) weiss	- 907.51	17.2	- 742.0
SO ₄ ²⁻ (aq)	- 907.51	17.2	- 742.0
Sr (g)	164.0	164.54	110.0
Sr (s)	0	54.4	0
Sr ²⁺ (aq)	- 545.51	- 39.3	- 557.3
Zn (s)	0	41.63	0
Zn ²⁺ (aq)	- 152.42	- 106.48	- 147.19

Tabelle 6.9: Tabelle Thermodynamik

Inhalt:

- 7.1 - Säuren und Basen nach Brönsted
- 7.2 - Die pH-Skala, Indikatoren
- 7.3 - Die Säurestärke und die Berechnung von pH-Werten
- 7.4 - Pufferlösungen
- 7.5 - Neutralisationen
- 7.6 - Übungsaufgaben
- 7.7 - Lernkontrolle
- 7.8 - Literatur
- 7.9 - Web-Links
- 7.10 - Tabelle Säuren und Basen
- 7.11 - Zusatzaufgaben

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Begriffe "Säure" und "Base" kennen und definieren können
- die Autoprotolyse von Wasser beschreiben können
- die pH-Skala kennen
- die Funktionsweise eines Indikators beschreiben können
- Bromthymolblau und Phenolphthalein als Indikatoren mit ihren Farbbereichen kennen
- starke von schwachen Säuren und Basen unterscheiden können
- pH - Berechnungen durchführen können
- wissen, was eine Pufferlösung ist
- pH - Berechnungen mit Pufferlösungen durchführen können
- den Vorgang der Neutralisation kennen und Berechnungen durchführen können

7.1 Säuren und Basen nach Brönsted



Bild 7.1: Dolinen

Beim Lösen von Kohlendioxidgas (CO_2) oder Schwefeldioxidgas (SO_2) in Wasser entstehen **saure Lösungen**. Diese beiden chemischen Reaktionen werden nicht nur in chemischen Betrieben durchgeführt, sondern sie spielen sich auch in der Natur ab. Die entstehende Kohlensäure (H_2CO_3) löst Kalk langsam auf und erzeugt dabei Karstlandschaften und Dolinen. Die entstehende schweflige Säure (H_2SO_3) macht den Hauptanteil am **sauren Regen** aus.

Beim Lösen von Magnesiumoxid (MgO) oder Calciumoxid (CaO) in Wasser entstehen **basische Lösungen**. Sie sind im Alltag weit weniger bekannt.

Saure Lösungen können von basischen Lösungen unterschieden werden, indem man der Lösung bestimmte Farbstoffe, **Indikatoren** zugibt und aufgrund der Farbe einen eindeutigen Hinweis erhält. Die Farbstoffreaktionen sind seit langer Zeit bekannt. Ursprünglich wurden natürliche Farbstoffe eingesetzt, wie z. B. **Lackmus**, ein aus Flechten gewonnener Farbstoff, heute werden oft synthetisch hergestellte Indikatoren verwendet.

Wir halten fest:

Nichtmetalloxide erzeugen saure Lösungen, Metalloxide erzeugen basische Lösungen.

Seit langer Zeit ist die ätzende Wirkung von Säuren auf Metalle bekannt und wurde auch genutzt. Auch die reinigende Wirkung verdünnter Laugen ist schon lange bekannt und wird noch heute in Duschmitteln oder Seifen genutzt. Diese einfachen Eigenschaften reichen allerdings nicht aus, um eine Klassierung vornehmen zu können, die ätzende wie auch die reinigende Wirkung ist konzentrationsabhängig.

Zusätzliche Information  ergibt eine Leitfähigkeitsmessung: Sowohl saure wie auch basische Lösungen leiten den elektrischen Strom. Es müssen folglich in beiden Lösungen gelöste Ionen vorhanden sein, welche den Stromfluss ermöglichen.

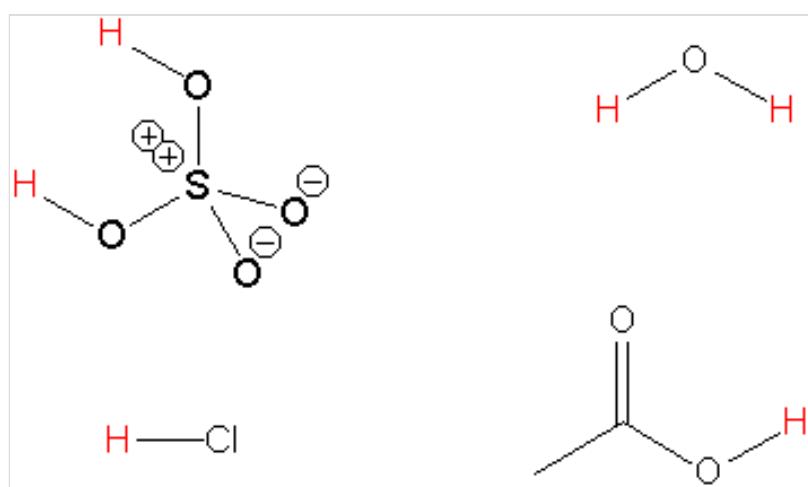


Bild 7.2: Strukturen von Säuren

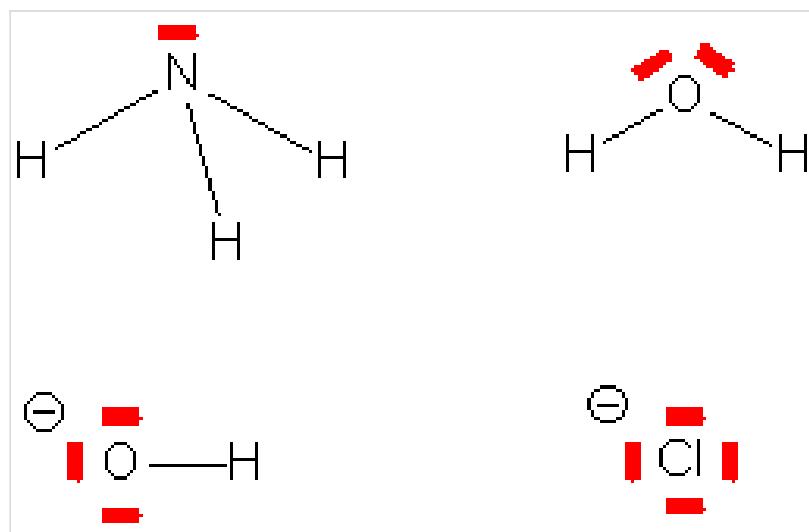


Bild 7.3: Strukturen von Basen

Erst das Studium von Strukturformeln von Säuren zeigt wissenschaftlich brauchbare Zusammenhänge. Alle Säuren enthalten Wasserstoffatome, die an stark elektronegative Partner gebunden sind. Diese strukturellen Gemeinsamkeiten sind die Ursache der chemischen Verwandtschaft. Die Strukturen von Basen besitzen ebenfalls Ähnlichkeiten, wenn sie auch nicht sofort augenfällig sind. Basen enthalten stark elektronegative Atome mit nichtbindenden Elektronenpaaren. Dies ist in den Strukturformeln von NH_3 , H_2O , OH^- und Cl^-

zu erkennen.



Bild 7.4: Johannes Nicolaus Brönsted

Johannes Nicolaus Brönsted, ein dänischer [Wissenschaftler](#) war der Erste, der sich ein brauchbares, wissenschaftliches Bild von Säuren und Basen machen konnte: Einerseits sind Ionen in Lösung andererseits verfügen Säuren über positiv polarisierte Wasserstoffatome. Die Ionen in Lösung sind Wasserstoffionen und eine Säure ist grundsätzlich eine Verbindung, die Wasserstoffionen abgibt. Da ein Wasserstoffion eigentlich nur mehr ein Proton, ein Wasserstoffatom ohne Elektron ist, verwendet man bei [Säure-Base-Reaktionen](#) den Begriff "Protolyse".

Säuren sind Protonenspender.

Im Gegensatz dazu können [Basen](#) Wasserstoffionen aufnehmen. Sie stellen ein nichtbindendes Elektronenpaar zur Verfügung.

Säuren sind Protonenspender, Basen sind Protonenakzeptoren.

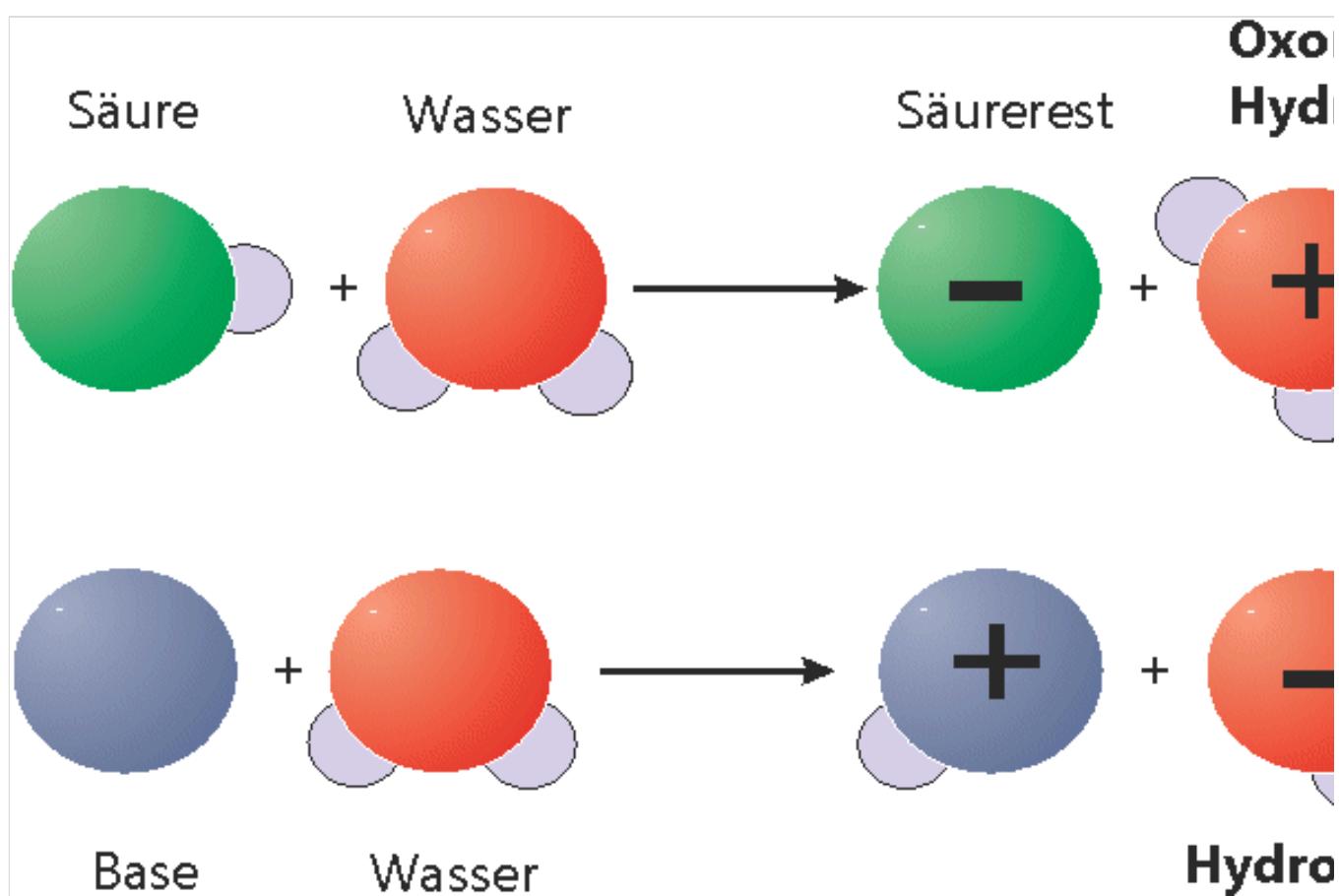
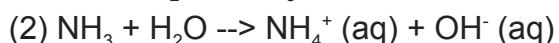


Bild 7.5: Säuren und Basen

Die Aussagen lassen sich durch Reaktionsgleichungen ausdrücken:



Die Gleichung (1) beschreibt das Verhalten von HCl (Salzsäure) in Wasser. HCl ist eine Säure, die ein H^+ -Ion abgibt. Der daraus resultierende Stoff ist Cl^- . Was aus einer Säure nach der Abgabe eines H^+ -Ions entsteht, ist der Säurerest - Cl^- ist der Säurerest von HCl.

Die Gleichung (2) beschreibt das Verhalten von NH_3 (Ammoniak) in Wasser. NH_3 ist eine Base, die ein H^+ -Ion aufnimmt und zu NH_4^+ wird. Die beiden Stoffe NH_3 und NH_4^+ stehen genau so miteinander in Beziehung wie HCl und Cl^- .

Wendet man sich noch einmal der Gleichung (1) zu, erkennt man, dass das von HCl abgegebene H^+ -Ion von einem Wassermolekül aufgenommen wird. Es entsteht ein H_3O^+ -Ion. Da Wasser ein H^+ -Ion aufgenommen hat muss es nach Brønsted eine Base sein.

Wo eine Säure ist, muss auch eine Base sein: Die Protonen, die von Säuren abgegeben werden, müssen von anderen Stoffen, den Basen aufgenommen werden.

Grundsätzlich ist ein Säurerest immer ein Stoff, der Protonen aufnehmen kann, d. h. es ist möglich aus Cl^- wieder HCl herzustellen. **Der Säurerest ist eine potenzielle Base.** Bei Säure-Base-Reaktionen sind folglich immer **zwei Säure-Base-Paare** für die Reaktion notwendig. Aus einer Säure entsteht immer eine Base aus einer Base immer eine Säure. Es sind Gleichgewichtsreaktionen und damit grundsätzlich umkehrbar. Es lässt sich eine allgemeine Formulierung aufschreiben:

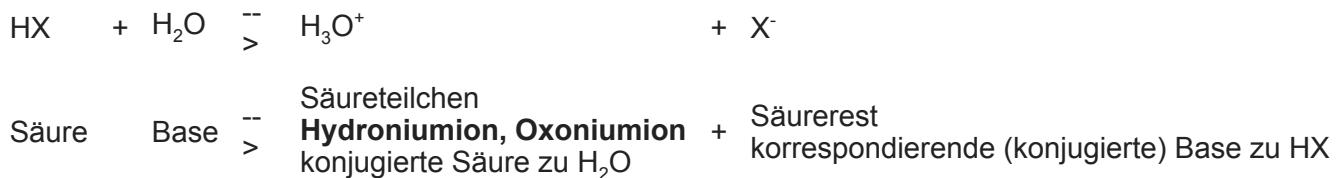


Tabelle 7.1: Die allgemeine Reaktion einer Säure

Das Ion H_3O^+ ist das **Säureteilchen**, das **Hydroniumion**, oder neuerdings auch **Oxoniumion**. Es entsteht immer, wenn eine Säure in Wasser gelöst wird.

Eine allgemeine Formulierung für das Auflösen einer Base in Wasser lautet:

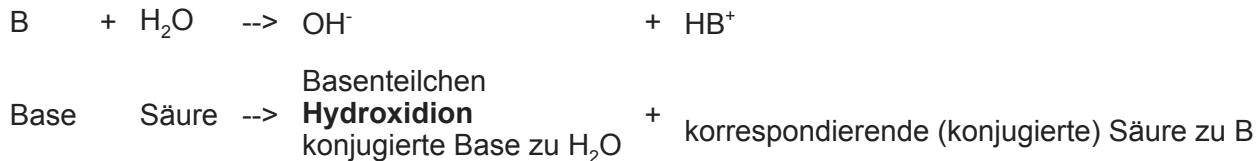


Tabelle 7.2: Die allgemeine Reaktion einer Base

Das Ion OH^- ist das **Baseteilchen**, das **Hydroxidion**. Es entsteht immer, wenn eine Base in Wasser gelöst wird.

Wasser nimmt in der Gleichung (1) die **Funktion einer Base** ein, hingegen verhält es sich in Gleichung (2) als **Säure**. Wassermoleküle können sich je nachdem womit sie zur Reaktion gebracht werden, als Säuren oder als Basen verhalten. Dies ist natürlich nur darum möglich, weil Wassermoleküle die Voraussetzungen für beides besitzen. Stoffe, die diese Eigenschaften besitzen, heißen **Ampholyten**

7.2 Die pH-Skala, Indikatoren

Protolyse sind definiert als Reaktionen in wässrigen Lösungen. Dabei spielt das Lösungsmittel selbst eine zentrale Rolle. Als **Ampholyt** reagiert es verschieden auf eingetragene Säuren oder Basen. Es bilden sich gar in reinem Wasser Gleichgewichte aus, die für die weitere Betrachtung wichtig sind: Es lässt sich das **Autoprotolysegleichgewicht** formulieren:



Zu diesem Gleichgewicht kann das Massenwirkungsgesetz formuliert werden:

$$K_c = \frac{c(H_3O^+)c(OH^-)}{c^2(H_2O)}$$

Bild 7.6: Das Massenwirkungsgesetz der Autoprotolysereaktion

kann in die Gleichgewichtskonstante K_c einmultipliziert werden. Es ergibt sich:

$$K_w = K_c \times c^2(H_2O) = c(H_3O^+) \times c(OH^-)$$

Dieser Ausdruck ist das **Ionenprodukt**. Es ist ein Gleichgewicht, welches sich von selbst im Wasser einstellt. Konkret bedeutet es, dass auch destilliertes Wasser eine geringe Menge an Ionen (H_3O^+ und OH^-) enthält und somit den elektrischen Strom, wenn auch sehr schlecht, leitet.

Der Zahlenwert für das Ionenprodukt bei $25^\circ C$ beträgt $10^{-14} M^2$.

$$K_w = K_c \times c^2(H_2O) = c(H_3O^+) \times c(OH^-) = 10^{-14} M^2$$

Das Ionenprodukt ist das Produkt der Konzentrationen der Ionen H_3O^+ - des Säureteilchens und OH^- - des Baseteilchens. Diese Beziehung kann genutzt werden, um den Charakter einer Lösung zu beschreiben: Sind die Konzentrationen beider Teilchen gleich gross, ist die Lösung weder sauer noch basisch, sie ist neutral. Ist die Konzentration der Säureteilchen jedoch grösser als die der Baseteilchen, ist die Lösung sauer, andernfalls basisch:

$$c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7} M$$

Die Lösung enthält gleich viele Säure- wie Baseteilchen

die Lösung ist **neutral**

$$c(H_3O^+) > c(OH^-) \text{ bzw. } c(H_3O^+) > 10^{-7} M$$

Die Lösung enthält mehr Säure- als Baseteilchen

die Lösung ist **sauer**

$$c(H_3O^+) < c(OH^-) \text{ bzw. } c(H_3O^+) < 10^{-7} M$$

Die Lösung enthält weniger Säure- als Baseteilchen

die Lösung ist **basisch**

Tabelle 7.3: Saure und basische Lösungen

Die Ionen H_3O^+ und OH^- spielen bei Protolysen eine zentrale Rolle. Der dänische Chemiker Soren Peter Laurits Sorensen verwendete das Ionenprodukt als Grundlage für eine neue mathematische Formulierung. An Stelle der lästigen Potenzen führte er als erster eine logarithmische Schreibweise ein. Er definierte den pH-Wert einer Lösung als den **negativen**

Logarithmus der Konzentration der Hydroniumionen. (pH = potentia hydrogenii)

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Analog lässt sich ein **pOH-Wert**, der allerdings weniger gebräuchlich ist, definieren:

$$\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)$$

So wird auch das Ionenprodukt neu definiert:

$$\text{pK}_w = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) + (-\log c(\text{OH}^-)) = \text{pH} + \text{pOH}$$

Aus diesen Überlegungen lässt sich eine Grösse ableiten, die den Säuregrad einer Lösung beschreibt, die **pH-Skala**. Es ist eine **Zahlengerade, die von 0 bis 14 reicht**. Eine Lösung, deren pH-Wert unter 7 liegt, ist sauer, eine Lösung deren pH-Wert über 7 liegt, ist basisch. Beträgt der pH-Wert einer Lösung genau 7, so ist sie neutral.

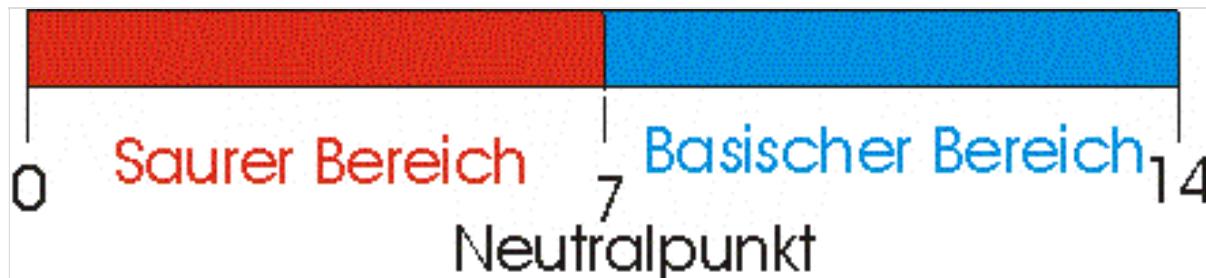


Bild 7.7: Die pH - Skala

Um den Säuregrad einer Lösung zu bestimmen, gibt es heutzutage elektronische Messmethoden. Eine **pH-Elektrode** wird in die Lösung getaucht. Der Wert wird elektronisch ermittelt und angezeigt. Die Messung basiert dabei auf der durch Hydroniumionen erzeugten Änderung der elektrischen Leitfähigkeit einer Lösung innerhalb der Elektrode. Eine andere Möglichkeit, den Säuregrad einer Lösung zu bestimmen, bieten **Indikatoren**. **Indikatoren** sind Farbstoffe, die je nach pH-Wert der Lösung ihre Farbe ändern. Neben den heute gebräuchlichen Indikatoren, welche künstlich hergestellt werden, können je nach Problem auch natürliche Farbstoffe verwendet werden. Sie sind bekannt aus alltäglichen Stoffen wie Tee, Rotkraut und anderen. Indikatoren sind einerseits Farbstoffe, andererseits aber auch Stoffe, die mit Säuren oder Basen reagieren können, d. h. **es sind selbst Säuren oder Basen**. Im Unterschied zu herkömmlichen Säuren oder Basen weisen sie jedoch in der protonierten Form eine andere Farbe auf als in der deprotonierten Form (Säurerest). Ein einziges Wasserstoffion verändert das Elektronensystem der Indikatoren dermassen, dass eine andere Farbe resultiert.

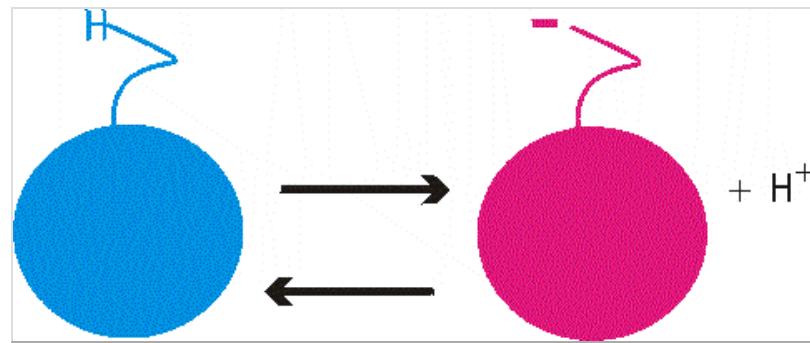


Bild 7.8: Ein Indikator symbolisch dargestellt

Ein Indikator ändert nicht zwangsläufig am Neutralpunkt ($\text{pH}=7$) seine Farbe! Einige Indikatoren zeigen zwar dieses Verhalten, was aber "rein zufällig" ist. Grundsätzlich kann ein Indikator bei jedem beliebigen pH-Wert von der protonierten in die deprotonierte Form übergehen. An den Indikatoren Bromthymolblau und Phenolphthalein ist dieses Verhalten graphisch dargestellt.

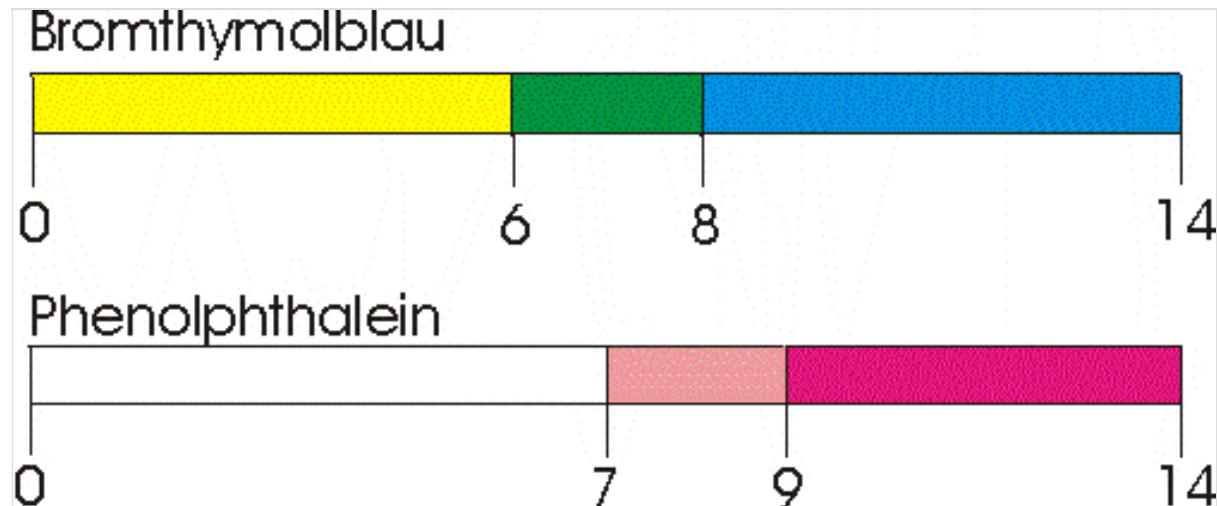


Bild 7.9: Bromthymolblau und Phenolphthalein

Allgemein lässt sich formulieren:

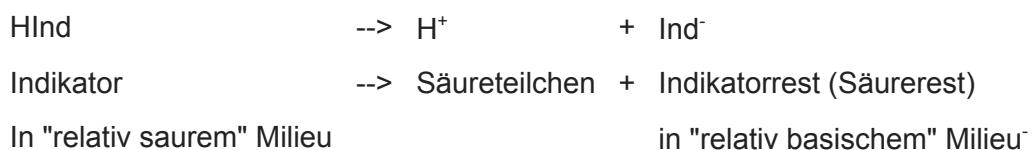


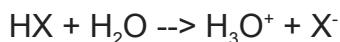
Tabelle 7.4: Die allgemeine Reaktion eines Indikators

7.3 Die Säurestärke und die Berechnung von pH-Werten

Die Berechnung und damit die Vorhersage des pH-Wertes einer Lösung ist ein zentrales Problem. Es muss dabei einerseits der Stoff selbst, andererseits aber auch seine Konzentration bei der Berechnung berücksichtigt werden. Zudem muss man daran denken, dass Protolysen **Gleichgewichtsreaktionen** sind.

Die Berechnung des pH-Wertes einer Lösung kann unter Berücksichtigung des **Massenwirkungsgesetzes** erfolgen. In vielen Fällen werden, speziell bei starken Säuren, Näherungen vorgenommen, die die Berechnung vereinfachen. Es gilt nun die Klassierung zu kennen.

In einer allgemeinen Formulierung lautet der Ansatz der Berechnung des pH-Wertes einer sauren Lösung mit dem Massenwirkungsgesetz folgendermassen:



Der pH-Wert der Lösung entspricht dem negativen Logarithmus der H_3O^+ -Ionenkonzentration. Um diese zu ermitteln, wird das Massenwirkungsgesetz miteinbezogen:

$$K_c = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{X}^-)}{c(\text{HX})c(\text{H}_2\text{O})}$$

Bild 7.10: Das Massenwirkungsgesetz einer Protonenabgabe

daher:

$$K_s = K_c c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{X}^-)}{c(\text{HX})}$$

Bild 7.11: Die Säurekonstante

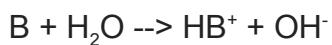
In verdünnten Lösungen ist die Wasserkonzentration gross verglichen mit den Konzentrationen der anderen Stoffe. Sie kann als Konstante angenähert werden ($c(\text{H}_2\text{O}) = \text{konst.}$). Eine mathematische Umformung ergibt

Protonenabgabe. Nach Sorenson wird auch dieser Wert logarithmiert und es ergibt sich daraus:

$$\text{pK}_s = -\log K_s$$

Der **pK_s-Wert** ist eine andere mathematische Form des K_s-Wertes. Je **kleiner** ein pK_s-Wert ist, **desto vollständiger** ist die Protonenabgabe.

Für Basen wird analog formuliert:



$$K_c = \frac{c(OH^-)c(HB^+)}{c(B)c(H_2O)}$$

Bild 7.12: Das Massenwirkungsgesetz einer Protonenaufnahme

$$K_B = K_c c(H_2O) = \frac{c(OH^-)c(HB^+)}{c(B)}$$

Bild 7.13: Die Basenkonstante

$$pK_B = -\log K_B$$

Aus jeder Säure entsteht durch Protonenabgabe eine Base, die konjugierte Base. Für ein konjugiertes Säure-Base-System steht der pK_s -Wert der Säure und der pK_B -Wert der konjugierten Base in einer engen Beziehung. Es gilt:

$$K_s \times K_B = K_w = 10^{-14} \text{ M}^2$$

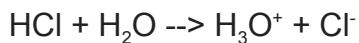
oder

$$pK_s + pK_B = 14$$

Als Vereinfachung werden Säuren, deren pK_s - Werte kleiner als 0 sind, so betrachtet, als gäben sie ihre Protonen vollständig ab. Es sind **starke Säuren**. Das **Protopolysegleichgewicht liegt vollständig auf der rechten Seite und es existieren in Lösung keine protonierten Säuremoleküle mehr**. Derselbe Ansatz lässt sich für Basen, deren pK_B -Werte kleiner als 0 sind, machen. Es sind **starke Basen**. Der pH-Wert von Lösungen starker Säuren oder Basen ist besonders leicht zu ermitteln, denn die Konzentration der Hydroniumionen bzw. der Hydroxidionen in basischen Lösungen entspricht der ursprünglich eingesetzten Konzentration der Säure bzw. Base.

Hier einige Beispiele:

Welchen pH - Wert hat eine 10^{-2} M Salzsäurelösung? ($pK_s (HCl) = -6$)



Da $pK_s (HCl)$ kleiner als 0 ist, liegt das Gleichgewicht vollständig auf der rechten Seite. Damit ist $c(H_3O^+) = 10^{-2}$ M.

Der pH-Wert der Lösung ist also: $pH = -\log (10^{-2}) = 2$

Welchen pH - Wert hat eine 10^{-2} M Natriumoxidlösungen? ($pK_B (O^{2-}) = -10$)



Da $pK_B (O^{2-})$ kleiner als 0 ist, liegt das Gleichgewicht vollständig auf der rechten Seite. Damit ist $c(OH^-) = 2 \times 10^{-2}$ M.

Der pOH - Wert der Lösung ist also: $pOH = -\log (2 \times 10^{-2}) = 1.7$

Der pH - Wert der Lösung ist somit $pH = 14 - 1.7 = 12.3$

Säuren, deren pK_s -Werte kleiner sind als 0, sind starke Säuren. Sie geben ihre Protonen

vollständig ab.

Basen, deren pK_B -Werte kleiner sind als 0, sind starke Basen. Sie nehmen Protonen vollständig auf.

Für schwache Säuren und Basen ist die Berechnung des pH-Wertes rein mathematisch etwas aufwändiger. Die Lage des Protolysegleichgewichts muss für die Berechnung berücksichtigt werden. Die Lage des Gleichgewichts wird durch die Säure- und Basenkonstanten K_s bzw. K_B beschrieben. Das Massenwirkungsgesetz enthält zusätzliche Information, weshalb sich für eine schwache Säure bzw. Base mit der Konzentration c_0 folgender Ansatz machen lässt:

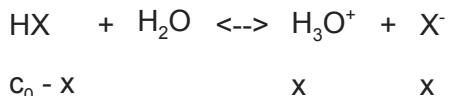


Tabelle 7.5: Die Reaktion von schwachen Säuren

Dabei beschreibt die Variable x die Konzentrationen der Produkte im Gleichgewicht. Das Massenwirkungsgesetz führt zu folgender mathematischer Formulierung:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)c(\text{X}^-)}{c(\text{HX})}$$

oder

$$K_s = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

Bild 7.14: Die Säurekonstante

Durch mathematische Umformung ergibt sich aus Gleichung (2) eine quadratische Gleichung, deren Lösung für x der Konzentration der Hydroniumionen entspricht:

$$\boxed{x^2 + K_s \times x - c_0 \times K_s = 0}$$

Der pH-Wert der Lösung entspricht dem negativen Logarithmus der Lösung für x.

Analog gilt für schwache Basen:

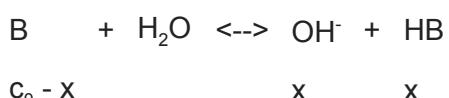


Tabelle 7.6: Die Reaktion von schwachen Basen

$$K_B = \frac{c(OH^-)c(HB^+)}{c(B)}$$

oder

$$K_B = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

Bild 7.15: Die Basenkonstante

$$x^2 + K_B \times x - c_0 \times K_B = 0$$

Der pOH-Wert der Lösung entspricht dem negativen Logarithmus der Lösung für x.

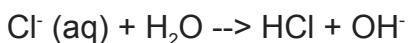
Der pH-Wert kann ermittelt werden, indem man berücksichtigt, dass $pOH + pH = 14$ ist.

In einer Tabelle (Quelle: W. Christen, Chemie, Diesterweg/Salle, 1984) sind einige Säuren und Basen mit den dazugehörigen Konstanten aufgelistet.

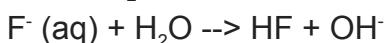
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der Übungsaufgaben

Basen sind oft geladene Stoffe, da sie aus Säuren durch Abgabe positiver Teilchen hervorgegangen sind. Geladene Stoffe können grundsätzlich Salze bilden. Es kann nun durchaus sein, dass sich der pH-Wert einer Lösung verändert, wenn ein Salz gelöst wird. Ist im Salz nämlich der Säurerest einer **schwachen Säure** enthalten, wird die Lösung entsprechend basisch, da sich im Wasser Gleichgewichte einzustellen beginnen. Eine Lösung kann allerdings auch sauer werden, wenn das eine Ion des Salzes eine **schwache Säure** ist.

Nachfolgend einige Beispiele:



Das Chloridion ist der Säurerest einer **starken Säure** (HCl). Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **vollständig auf der Eduktseite**. Es bilden sich **keine Hydroxidionen**. Die Lösung wird nicht basisch, sie bleibt **neutral**.

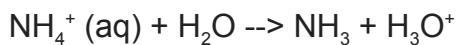


Das Fluoridion ist der Säurerest einer **schwachen Säure** (HF). Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **nicht vollständig auf der Eduktseite**. Es bilden sich **Hydroxidionen**. **Die Lösung wird basisch**.



Das Oxidion ist eine **starke Base**. Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **vollständig auf der Produktseite**. Es bilden sich **Hydroxidionen**. **Die Lösung wird basisch**.





Das Ammoniumion ist eine **schwache Säure**. Das nachfolgende Gleichgewicht liegt **nicht vollständig** auf der Eduktseite. Es **bilden sich Hydroniumionen**. Die Lösung wird **sauer**.

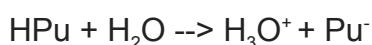
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der [Übungsaufgaben](#) Falls die Übungsaufgaben zu einfach für Sie sind, dürfen Sie sich auch an schwierigeren Aufgaben versuchen. [Zusatzaufgaben](#)

7.4 Pufferlösungen

Setzt man zwei identischen Volumina von Hahnenwasser und destilliertem Wasser dieselbe Menge einer Base oder Säure zu, stellt man fest, dass sich die pH-Werte der beiden Lösungen nicht gleich stark ändern. Im destillierten Wasser ist die Änderung bedeutend stärker als im Hahnenwasser. Dies bedeutet, dass - obwohl in beide Lösungen dieselbe Menge an H_3O^+ -Ionen eingetragen wurde - am Schluss nicht derselbe pH-Wert und damit nicht dieselbe Konzentration an H_3O^+ -Ionen vorliegt. Im Hahnenwasser sind Stoffe gelöst, welche die eingetragenen Säure- oder Baseteilchen abfangen, neutralisieren können. Lösungen, die diese Eigenschaft besitzen, heißen **Pufferlösungen**. **Pufferlösungen** werden z. T. bewusst hergestellt, um den pH - Wert bei einer Reaktion konstant zu halten, man findet sie aber auch in der Natur: Blut oder auch Quellwasser sind natürliche Pufferlösungen. Die Aufgabe dieser Systeme ist es, den pH-Wert einigermassen konstant zu halten. Nur so kann gewährleistet werden, dass die im Blut transportierten Stoffe keine unerwünschten Reaktionen eingehen.

Ein Puffersystem ist eine Lösung einer **schwachen** Säure bzw. Base. Aufgrund des Protolysegleichgewichts sind in der Lösung schwacher Säuren oder Basen stets Edukte und Produkte in erheblichen Konzentrationen vorhanden. Sie können schliesslich auf den Eintrag von Säure bzw. Base reagieren.

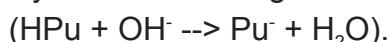
Die Reaktion kann mit einer Gleichung beschrieben werden:



HPu ist die **Puffersäure**. Es ist die schwache Säure, die als Puffer dient. Pu⁻ ist ihr Säurerest. Beim Eintrag von H_3O^+ verändern sich gemäss dem Prinzip von Le Châtelier die Konzentrationen der Edukte. Damit ist nur ein Teil der eingetragenen Hydroniumionen als solcher in Lösung vorhanden. Ein anderer Teil reagiert mit dem Säurerest der Puffersäure ($\text{Pu}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HPu} + \text{H}_2\text{O}$).

Diese Reaktion hat zur Folge, dass sich nicht alle eingetragenen Säureteilchen direkt auf den pH-Wert der Lösung auswirken.

Analog verändert sich das Gleichgewicht bei der Zugabe von Hydroxidionen. Ein Teil der Hydroxidionen reagiert mit der Puffersäure



Diese Reaktion hat zur Folge, dass sich nicht alle eingetragenen Baseteilchen direkt auf den pH-Wert der Lösung auswirken.

Eine Pufferlösung kann nur dann wirken, wenn sowohl HP_u wie auch Pu⁻ in genügender Menge vorhanden ist. Ist der Säureeintrag zu gross, ist der Puffer überlastet und seine Wirkung dahin.

Das Verhalten einer Pufferlösung lässt sich mathematisch durch Umformung des Massenwirkungsgesetzes beschreiben:

$$K_s = \frac{c(H_3O^+)c(P^-)}{c(HP)}$$

oder

$$pK_s = pH - \log\left(\frac{c(P^-)}{c(HP)}\right)$$

Bild 7.16: Das Massenwirkungsgesetz einer Pufferlösung

Der mathematische Ausdruck für die **Puffergleichung**, auch Gleichung von Henderson und Hasselbalch, beschreibt die Änderung des pH-Wertes der Pufferlösung beim Eintrag von Säure oder Base. Eine graphische Darstellung lässt den Bereich erkennen, in dem ein Säureeintrag eine besonders kleine Änderung bewirkt. Der Bereich liegt bei pH = pK_s. Dies bedeutet, dass ein Puffersystem besonders effizient eingesetzt werden kann, wenn der pH - Wert der Lösung so gewählt ist, dass er dem pK_s - Wert der Puffersäure entspricht. **An dieser Stelle liegt die Puffersäure zu 50 % in der protonierten und zu 50 % in der deprotonierten Form vor.**

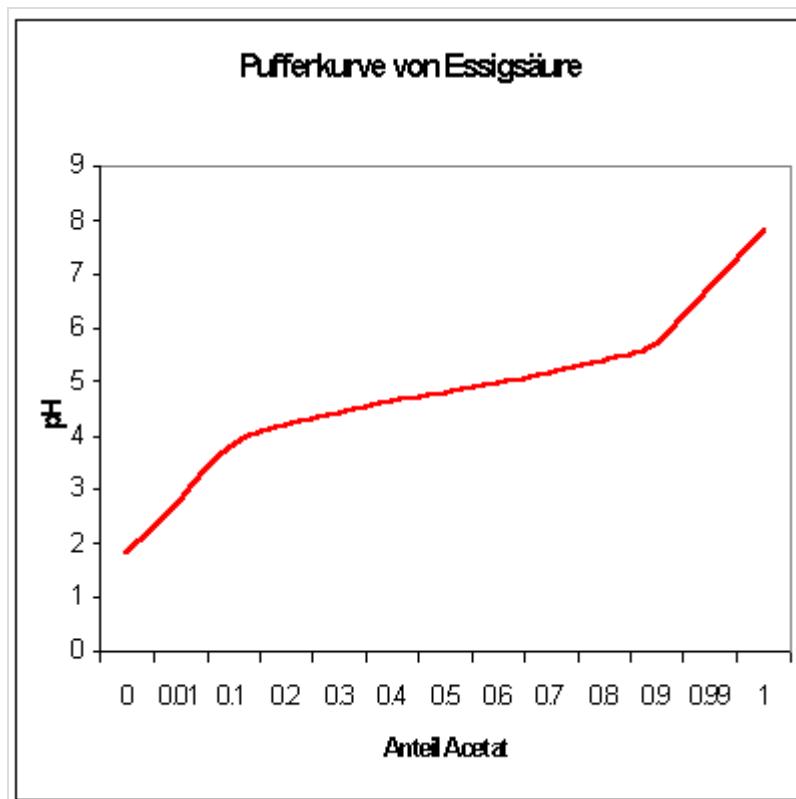


Bild 7.17: Die Pufferkurve von Essigsäure

Pufferkurven zeigen nicht nur den Verlauf des pH-Wertes einer Pufferlösung bei Säureeintrag an. Sie werden zu Recht auch als Existenzkurven bezeichnet. Wenn der pH - Wert dem pK_s - Wert der Puffersäure entspricht, liegen Puffersäure und Puffersäurerest zu 50 % in der Lösung vor. Bei höheren pH - Werten ist es immer unwahrscheinlicher Puffersäuremoleküle zu finden. Sie werden zunehmend deprotoniert. Umgekehrt sind bei immer tieferen pH - Werten immer weniger Puffersäurerestteilchen zu finden. Sie werden zunehmend protoniert.

Mit einer gewissen Ungenauigkeit darf man aussagen, dass im Bereich zwischen $pH = pK_s - 1$ und $pH = pK_s + 1$ Säure und Säurerest vorliegen. Oberhalb dieses Bereiches ist das Existenzgebiet des Säurerestes, unterhalb das der Säure.

Dies sei an einem Beispiel erläutert: Das Säure-Base-Paar $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ hat einen pK_s - Wert von 9.2. Eine Ammoniaklösung enthält demzufolge bei

$pH = 9.2$ je 50 % NH_4^+ und NH_3 Teilchen

$pH < ca. 8$ nur NH_4^+ - Ionen

$pH > ca. 10$ nur NH_3 - Moleküle

Tabelle 7.7: Existenzgebiete von Teilchen

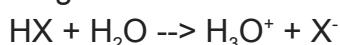
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 2, 3 und 4 der Übungsaufgaben

7.5 Neutralisationen

Die Neutralisation ist ein Prozess, bei dem eine saure Lösung durch Zugabe einer Base (oder umgekehrt) zu einem neutralen pH-Wert geführt wird. Es entsteht bei dieser Reaktion Wasser und ein darin gelöstes Salz. Neutralisationen werden meistens dazu verwendet, die Konzentration einer Säure bzw. einer Base zu bestimmen.

Die Konzentration einer starken Säure kann in der Lösung durch Bestimmung des pH - Werts erfolgen, z. B. mittels eines pH - Messgerätes (pH-Meter) oder eines Indikators. Bei der Lösung von schwachen Säuren oder Basen ist dies jedoch nicht ohne weiteres möglich. Das Protolysegleichgewicht hat sich eingestellt. Die Konzentration der Hydroniumionen (oder Hydroxidionen) entspricht nicht der ursprünglichen Konzentration der eingesetzten Säure (oder Base). Die Zugabe einer starken Base zu einer schwachen Säure bewirkt eine vollständige Deprotonierung der Säure. Damit lässt sich die ursprüngliche Konzentration der schwachen Säure ermitteln.

Es gilt:



Die Zugabe von OH^- löst folgende vollständige Reaktion aus:



Da die H_3O^+ -Ionen dem Gleichgewicht ständig entzogen werden, bilden sich aus HX stets neue H_3O^+ -Ionen. Dies geht so lange, bis alle HX -Moleküle deprotoniert sind. Dann entspricht die zugegebene Menge an OH^- -Ionen der Menge der ursprünglichen Säure. Dies wird durch die **Neutralisationsgleichung** wiedergegeben:

$$c_s \times V_s = c_B \times V_B$$

C ist die Konzentration, V das Volumen. Die Indices S beziehen sich auf die Säure, B auf die Base.

Die

Neutralisationskurve

einer starken Säure zeigt einen charakteristischen Verlauf. Abgebildet ist die Neutralisation von 25 ml einer einprotonigen, starken Säure ($c= 1\text{M}$) mit einer 1 M Base. Werden schwache Säuren neutralisiert, entspricht der Graph einer **Überlagerung des Graphen einer starken Säure und den Pufferkurven der schwachen Säure**.

Die Neutralisationskurve von [Essigsäure](#) .

Die Neutralisationskurve von [Phosphorsäure](#) .

7.6 Übungsaufgaben

1. Berechnen Sie die pH - Werte der folgenden Lösungen:



- a) HCl 0.05 M
- b) HNO_3 0.05 M
- c) H_2SO_4 0.05 M
- d) CH_3COOH 0.05 M
- e) NH_3 0.05 M
- f) Na_2O 0.05 M
- g) H_2SO_3 0.03 M
- h) HCOOH 0.0007 M
- i) MgS 0.006 M

2. Eine Lösung enthält Buttersäuremoleküle und Butyrationen im Verhältnis 2:5. Welchen pH - Wert hat die Lösung?



3. Welcher pH - Wert ist einzustellen, damit in einer Fluorwasserstofflösung 95% der Teilchen als Fluoridionen vorliegen?



4. Eine Lösung von 500 ml enthält je 1 mol Essigsäuremoleküle und Acetationen.
- a) Welchen pH - Wert hat die Lösung?
 - b) Welchen pH - Wert hat die Lösung nach der Zugabe von 500 ml 0.2 M HCl?
 - c) Welchen pH - Wert hat die Lösung nach der Zugabe von 500 ml 0.2 M NaOH?
5. Wird die Lösung sauer oder basisch, wenn
- a) KF
 - b) NH₄Cl
 - c) Na₃PO₄ in Wasser gelöst wird?

7.7 Lernkontrolle

1. Beim Lösen von Kohlendioxid in Wasser entsteht
 - a) eine saure Lösung
 - b) ein giftiges Gas
 - c) eine basische Lösung
2. Eine Säure ist
 - a) ein Protonenakzeptor
 - b) ein Protonendonator
 - c) ein ungeladenes Molekül
3. Der Säurerest ist
 - a) eine Säure
 - b) ein Ion
 - c) eine Base
4. Stoffe, die sowohl als Säure wie auch als Base reagieren können, heissen
 - a) Ampholyte
 - b) schwache Säuren
 - c) mehrprotonige Säuren
5. Das Ionenprodukt beschreibt
 - a) das Gleichgewicht einer starken Säure
 - b) das Gleichgewicht der Reaktion einer Säure mit Wasser
 - c) das Gleichgewicht der Reaktion von Wassermolekülen
6. Bei 25°C hat das Ionenprodukt einen Wert von
 - a) 14 M²
 - b) 10⁻¹⁴ M²
 - c) 10⁻⁷ M²
7. Die pH - Skala erstreckt sich von

- a) 0 bis 14
- b) 1 bis 14
- c) 0 bis 7

8. Bei einer Lösung mit einem pH - Wert von 2 ist

- a) die H^+ - Ionen - Konzentration doppelt so hoch als bei einer Lösung mit $\text{pH} = 4$
- b) die H^+ - Ionen - Konzentration hundert Mal so hoch als bei einer Lösung mit $\text{pH} = 4$
- c) die H^+ - Ionen - Konzentration 10^2 M

9. In einer neutralen Lösung

- a) ist die H^+ - Ionenkonzentration gleich Null
- b) ist die H^+ - Ionenkonzentration gleich der OH^- - Ionenkonzentration
- c) liegen keine Ionen vor

10. Der pH - Wert einer 1 M einprotonigen starken Säure ist

- a) 1
- b) unbestimmt
- c) 0

11. Der pH - Wert ist

- a) der negative Logarithmus der OH^- - Ionenkonzentration
- b) der negative Logarithmus der H^+ - Ionenkonzentration
- c) der negative Logarithmus des Ionenprodukts

12. Der pK_s - Wert beschreibt

- a) die Stärke einer Säure
- b) die Stärke einer Base
- c) den pH - Wert einer Lösung

13. Der Säurerest einer starken Säure ist

- a) eine schwache Säure
- b) eine schwache Base
- c) eine starke Base

14. Indikatoren sind

- a) beliebige Farbstoffe
- b) Säuren oder Basen
- c) Farbstoffe, die Elektronen aufnehmen können

15. Eine Pufferlösung ist eine Lösung, die

- a) den pH - Wert über den ganzen pH - Bereich konstant hält
- b) aus einer starken Säure hergestellt wird
- c) den pH - Wert über einen Teil des pH - Bereichs konstant hält

16. Der Stoff HCl

- a) heisst Salzsäure
- b) ist gasförmig
- c) heisst Natronlauge

17. Die Neutralisationskurven starker Säuren gleicher Konzentrationen

- a) sehen alle gleich aus
- b) unterscheiden sich
- c) beginnen alle bei pH = 0

18. Ein wichtiges natürliches Puffersystem ist enthalten in

- a) Enzymen
- b) Blut
- c) Hämoglobin

19. Am Wendepunkt einer Pufferkurve

- a) ist die Lösung neutral
- b) liegen Puffersäure und Puffersäurerest in gleichen Konzentrationen vor
- c) hat ein Puffer keine Wirkung

20. Löst man Natriumfluorid (NaF) in Wasser, wird die Lösung

- a) sauer
- b) basisch
- c) neutral

7.8 Literatur

W. Christen

Chemie

Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1984

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

Div. Autoren

Chemie heute, Sekundarbereich II

Schroedel, 1998

W. Schneider

Praktikum in allgemeiner Chemie ETH

ETH, 1982

R. E. Dickerson, I. Geis

Chemie

Verlag Chemie, 1981

P. W. Atkins
Physical Chemistry 2nd Edition
Oxford University Press, 1982

P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992

7.9 Web-Links

Allgemeines

Theorie 
Theorie 
Theorie 
Theorie 
Theorie 
Theorie 

Brönsted

Theorie 
Theorie 

7.10 Tabelle Säuren und Basen

Säure	pK _S	Name der Säure	Name des Säurerests	pK _B	Säurerest Base
Starke Säuren					
HI	-10	Iodwasserstoff	Iodid	24	I ⁻
HBr	-9.5	Bromwasserstoff	Bromid	23.5	Br ⁻
HClO ₄	-9	Perchlorsäure	Perchlorat	23	ClO ₄ ⁻
		Chlorwasserstoff			

HCl	-6	(Salzsäure)	Chlorid	20	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	-3	Schwefelsäure	Hydrogensulfat	17	HSO ₄ ⁻
H ₃ O ⁺	-1.7	Hydroniumion	Wasser	15.7	H ₂ O
HNO ₃	-1.3	Salpetersäure	Nitrat	15.3	NO ₃ ⁻
HClO ₃	0	Chlorsäure	Chlorat	14	ClO ₃ ⁻
Schwache Säuren			Schwache Basen		
HSO ₄ ⁻	-1.92	Hydrogensulfat	Sulfat	12.08	SO ₄ ²⁻
HClO ₂	1.94	chlorige Säure	Chlorit	12.06	ClO ₂ ⁻
H ₂ SO ₃	1.96	schweflige Säure	Hydrogensulfit	12.04	HSO ₃ ⁻
H ₃ PO ₄	1.96	Phosphorsäure	Dihydrogenphosphat	12.04	H ₂ PO ₄ ⁻
[Fe(H ₂ O) ₆] ³⁺	2.2	Hexaaquaeisenion	-	11.8	[Fe(H ₂ O) ₅ (OH)] ²⁺
CH ₂ FCOOH	2.7	Fluoressigsäure	Fluoracetat	11.3	CH ₂ FCOO ⁻
CH ₂ CICOOH	2.8	Chloressigsäure	Chloracetat	11.2	CH ₂ CICOO ⁻
CH ₂ BrCOOH	2.9	Bromessigsäure	Bromacetat	11.1	CH ₂ BrCOO ⁻
CH ₂ ICOOH	3.1	Iodessigsäure	Iodacetat	10.9	CH ₂ ICOO ⁻
HF	3.1	Fluorwasserstoff	Fluorid	10.9	F ⁻
HCOOH	3.7	Ameisensäure	Formiat	10.3	HCOO ⁻
CH ₃ COOH	4.8	Essigsäure	Acetat	9.2	CH ₃ COO ⁻
C ₃ H ₇ COOH	4.8	Buttersäure	Butyrat	9.2	C ₃ H ₇ COO ⁻
C ₂ H ₅ COOH	4.9	Propionsäure	Propionat	9.1	C ₂ H ₅ COO ⁻
[Al(H ₂ O) ₆] ³⁺	4.9	Hexaaquaaluminiumion	-	9.1	[Al(H ₂ O) ₅ (OH)] ²⁺
H ₂ CO ₃	6.5	Kohlensäure	Hydrogencarbonat	7.5	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	7.1	Schwefelwasserstoff	Hydrogensulfid	6.9	HS ⁻
HSO ₃ ⁻	7.2	Hydrogensulfit	Sulfit	6.8	SO ₃ ²⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	7.2	Dihydrogenphosphat	Hydrogenphosphat	6.8	HPO ₄ ²⁻
HClO	7.3	unterchlorige Säure	Hypochlorit	6.7	ClO ⁻
NH ₄ ⁺	9.2	Ammoniumion	Ammoniak	4.8	NH ₃
HCN	9.4	Blausäure	Cyanid	4.6	CN ⁻
HCO ₃ ⁻	10.4	Hydrogencarbonat	Carbonat	3.6	CO ₃ ²⁻
HPO ₄ ²⁻	12.3	Hydrogenphosphat	Phosphat	1.7	PO ₄ ³⁻
Extrem schwache Säuren			Starke Basen		
H ₂ O	15.7	Wasser	Hydroxid	-1.7	OH ⁻
OH ⁻	24.0	Hydroxid	Oxid	-10	O ²⁻

Tabelle 7.8: Tabelle Säuren und Basen

7.11 Zusatzaufgaben

1. Ergänzen Sie die nachfolgende Tabelle



Säure/Base	Konzentration in M	pK _s /pK _B	Bemerkung	pH
Perchlorsäure	3×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Chlorige Säure	6×10^{-5}	...?...	...?...	...?...
Fluorwasserstoff	2×10^{-2}	...?...	...?...	...?...
Blausäure	4×10^{-1}	...?...	...?...	...?...
Kaliumhypochlorit	4×10^{-4}	...?...	...?...	...?...
Lithiumbutyrat	1	...?...	...?...	...?...
Calciumhydroxid	7×10^{-6}	...?...	...?...	...?...
Natriumsulfit	5×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Ammoniak	5×10^{-2}	...?...	...?...	...?...
Lithiumoxid	2×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Schwefelsäure	2×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Calciumchlorit	6×10^{-3}	...?...	...?...	...?...
Natriumhydrogensulfit	4×10^{-4}	...?...	...?...	...?...
Kaliumhydrogenphosphat	3×10^{-3}	...?...	...?...	...?...

Inhalt:

- [8.1 - Oxidationszahlen](#)
- [8.2 - Galvanische Zellen](#)
- [8.3 - Akkumulatoren](#)
- [8.4 - Elektrolysen](#)
- [8.5 - Die Korrosion](#)
- [8.6 - Übungsaufgaben](#)
- [8.7 - Lernkontrolle](#)
- [8.8 - Literatur](#)
- [8.9 - Web-Links](#)
- [8.10 - Tabelle Elektrochemische Spannungsreihe](#)
- [8.11 - Zusatzaufgaben](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie

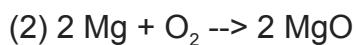
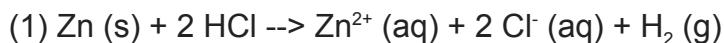


- wissen, was eine Redoxreaktion ist
- die Oxidationszahl eines Elements in einer beliebigen Verbindung bestimmen können
- die Begriffe "Reduktion" und "Oxidation" kennen und damit umgehen können
- galvanische Zellen kennen und ihre Funktionsweise beschreiben können
- den Begriff "Akkumulator" kennen
- die Funktionsweise einer Autobatterie erklären können
- wissen, was die elektrochemische Spannungsreihe ist
- den Begriff "Elektrolyse" kennen und die Vorgänge erklären können
- den Begriff "Korrosion" und seine Bedeutung kennen
- wissen, wie Gegenstände vor Korrosion geschützt werden können

8.1 Oxidationszahlen

Redoxreaktionen gehören zu den häufigsten chemischen Reaktionen. Immer wieder treffen wir den Begriff Oxidation im Alltag an, z. B. im Zusammenhang mit Metallen, dem Rosten von Eisen, aber auch im Zusammenhang mit der Atmung. Häufig wird mit dem Begriff Oxidation das Element Sauerstoff (Oxygen) in Verbindung gebracht. Tatsächlich sind einige Oxidationen darauf zurückzuführen, aber längst nicht alle Oxidationsprozesse sind mit dem Element Sauerstoff direkt verknüpft.

Die nachfolgenden Gleichungen beschreiben Redoxprozesse. Sie sollen helfen, eine Begriffsdefinition zu erarbeiten.



Offensichtlich entstehen bei allen Reaktionen aus ungeladenen Stoffen Ionen. Aus Zinkatomen werden Zinkionen, aus Magnesiumatomen Magnesiumionen und aus Natriumatomen

Natriumionen. Dies ist die Gemeinsamkeit dieser Reaktionen. Damit aus einem neutralen Stoff aber ein Ion werden kann, müssen Elektronen verschoben werden. Um aus Zink (Zn) ein Zn^{2+} -Ion werden zu lassen, muss ein Zinkatom zwei Elektronen abgeben.

Redoxreaktionen sind Elektronenaustauschreaktionen .

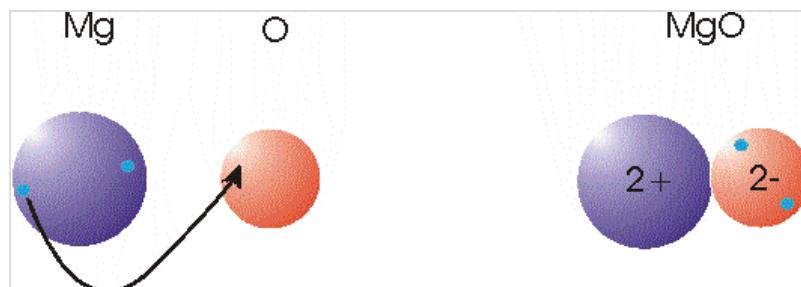
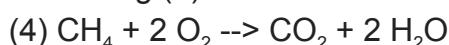


Bild 8.1: Elektronenabgabe von Magnesium an Sauerstoff

Elektronen können aber nicht einfach abgegeben und vernichtet werden, es braucht einen Partner, der sie aufnimmt. In der Gleichung (2) sind es Sauerstoffatome, die diese Funktion übernehmen. In den beiden anderen Reaktionen, (1) und (3), ist nicht von vornherein klar, wer diese Rolle übernimmt.

Redoxreaktionen erzeugen **nicht zwingend Ionen**. Eine Verbrennung ist grundsätzlich ebenfalls eine Redoxreaktion, folglich muss auch hier ein Elektronenaustausch stattfinden. Die Gleichung (4) beschreibt die Verbrennung von Methan:



Um diesen Vorgang genauer beschreiben zu können, verwendet man Formalladungen, **Oxidationszahlen**. Die **Oxidationszahl** beschreibt formell eine Ladung eines Atoms. Vor allem Nichtmetalle, welche kovalent gebunden sind, können formell eine Ladung besitzen. Um echte Ladungen von formellen Ladungen zu unterscheiden, werden die Oxidationszahlen stets in römischen Zahlzeichen geschrieben.

Die Ermittlung der Oxidationszahlen eines Elements erfolgt nach klaren Regeln:

- **Regel 1**

Den Atomen eines **Elements im elementaren Zustand** wird die Oxidationszahl 0 (Null) zugeordnet.

Beispiele:

H_2 entspricht 2H^0

N_2 entspricht 2N^0

Fe entspricht Fe^0

- **Regel 2**

In polaren, kovalenten Bindungen **werden die Bindungselektronen dem elektronegativeren Partner zugerechnet**.

Als **polare Bindungen** werden alle Bindungen betrachtet, deren **Elektronegativitätsunterschied** verschieden von Null ist.

Beispiele:

HF wird zu H^{+I} und F^{-I}

H₂O wird zu 2 H^{+I} und O^{-II}

CH₄ wird zu C^{-IV} und 4 H^{+I}

- **Regel 3**

Die Summe der Oxidationszahlen der Atome einer Verbindung muss der Gesamtladung der Verbindung entsprechen.

Beispiele:

NaCl wird zu Na^{+I} und Cl^{-I}

SO₄²⁻ wird zu S^{+VI} und 4 O^{-II}

- **Regel 4**

Die Oxidationszahl des **Elements Wasserstoff** in seinen Verbindungen ist stets **+I**.

Ausnahmen:

Im elementaren Zustand (siehe 1. Regel)

In Hydriden (CaH₂, NaBH₄) hat Wasserstoff die Oxidationszahl **-I**

- **Regel 5**

Die Oxidationszahl des **Elements Sauerstoff** in seinen Verbindungen ist stets **-II**.

Ausnahmen:

Im elementaren Zustand (siehe 1. Regel)

In Peroxiden (-O-O-) hat Sauerstoff die Oxidationszahl **-I**

In Verbindungen, in denen **Fluor direkt an Sauerstoff gebunden** ist, muss nach der 2. Regel die Oxidationszahl bestimmt werden.

Die Regeln 4 und 5 sind eigentlich bereits durch die Regeln 2 und 3 abgedeckt. Es ist aber manchmal sehr hilfreich sie zu kennen, und anzuwenden.

Diese 5 Regeln geben genaue Auskunft über die Prozesse, die in den eingangs des Kapitels beschriebenen Reaktionsgleichungen ablaufen. Zu jedem Element wird die dazugehörige Oxidationszahl geschrieben. Ändert sich die Oxidationszahl eines Elements von der Edukt- zur Produktseite, so ist es direkt am Elektronenaustausch beteiligt.

Zn (s)	+	2 HCl	-->	Zn ²⁺ (aq)	+	2 Cl ⁻ (aq)	+	H ₂ (g)
0		+I, -I		+II		-I		0
2 Mg	+	O ₂	-->	2 MgO				
0		0		+II, -II				
2 Na (s)	+	2 H ₂ O	-->	2 Na ⁺ (aq)	+	2 OH ⁻ (aq)	+	H ₂ (g)
0		+I, -II		+I		-II, +I		0
CH ₄	+	2 O ₂	-->	CO ₂		+	2 H ₂ O	
-IV, +I		0		+IV,-II		+I, -II		

Tabelle 8.1: Redoxreaktionen und Oxidationszahlen

Die Elemente, die direkt am Elektronenaustausch beteiligt sind, werden separat geschrieben. Die Teilreaktionen, die Elektronenaufnahme und die Elektronenabgabe, lassen sich so besser erkennen. Für die letzte Gleichung ergibt dies:

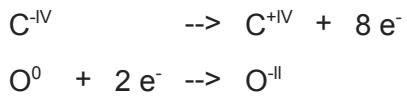


Tabelle 8.2: Die Teilreaktionen

Es können nicht auf der einen Seite 8 Elektronen abgegeben und auf der anderen Seite nur deren 2 aufgenommen werden. Die beiden Teilreaktionen müssen ausgeglichen (erweitert) werden, bis die Elektronenbilanz stimmt:



Tabelle 8.3: Die Teilreaktionen mit ausgeglichener Elektronenbilanz

Die **Elektronenaufnahme** wird als **Reduktion**, die **Elektronenabgabe** als **Oxidation** bezeichnet. Aus diesen beiden Begriffen setzt sich auch der Begriff **RED(uktion)** **OX(idation)** zusammen. Ein Stoff, der bei einer chemischen Reaktion Elektronen aufnimmt, wird reduziert, ein Stoff, der Elektronen abgibt, wird oxidiert.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 1 und 2 der Übungsaufgaben

8.2 Galvanische Zellen

Erste Versuche mit elektrischem Strom gehen zurück in das 18. Jahrhundert. In teils makaberen Experimenten entdeckte [Luigi Galvani](#) einen Zusammenhang zwischen Elektrizität und der Reizleitung in Nerven. Seine Arbeiten wurden weitergeführt von [Alessandro Volta](#), der erstmals eine Anordnung von Stoffen schuf, die bei der chemischen Reaktion elektrischen Strom erzeugte. [Alessandro Volta](#) zu Ehren wird die Einheit der elektrischen Spannung benannt.



Volta, A.

Bild 8.2: Alessandro Volta



Galvani, L.

Bild 8.3: Luigi Galvani



Bild 8.4: Daniell und Faraday

Bei jeder chemischen Reaktion wird Energie frei. Dies gilt natürlich auch für Redoxreaktionen. Da sich Energien in andere umwandeln lassen, kann bei einer geschickt gewählten Anordnung elektrische Energie - Strom - aus einer Redoxreaktion gewonnen werden. Nennenswert sind die Versuche von John Frederic Daniell: Beim Eintauchen eines Kupferblechs in eine Kupfersulfatlösung und eines Zinkblechs in eine Zinksulfatlösung floss ein elektrischer Strom, wenn die beiden Lösungen mit einem Stromschlüssel verbunden waren. Ein Stromschlüssel ist ein Glasröhrchen, welches eine Salzlösung enthält und dessen Enden mit porösen Membranen verschlossen sind.

Die Anordnung ist so gewählt, dass der Elektronenaustausch nicht in einem Gefäß stattfinden kann. Die Elektronen müssen vom Ort der Abgabe zum Ort der Aufnahme eine Strecke zurücklegen. Sie transportieren dabei die freigesetzte Energie der chemischen Reaktion mit. Die Reaktionen, die sich in einem Daniell-Element abspielen, lassen sich wie folgt formulieren

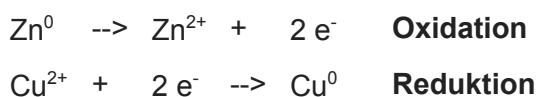
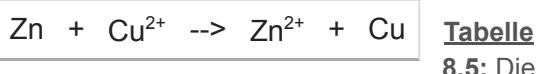


Tabelle 8.4: Die Teilreaktionen einer Cu/Zn - Zelle

Oder



Reaktionen einer Cu/Zn - Zelle

Die Untersuchung verschiedener ähnlicher Anordnungen führten zu einem einfachen Schluss:
Das unedlere Metall wird stets oxidiert, das edlere Metall stets reduziert. Der Pol, an dem die **Oxidation** stattfindet, wird **Anode** bezeichnet. Der Pol, an welchem die **Reduktion** stattfindet, wird **Kathode** bezeichnet. Die Elektronen fliessen vom Pol, an welchem sie freigesetzt werden (Anode) zum Pol, an welchem sie gebraucht werden (Kathode). Der Pol, an welchen die Elektronen erzeugt werden (Anode), ist der negative Pol. Der Pol, an welchem die Elektronen gebraucht werden (Kathode), ist der positive Pol.

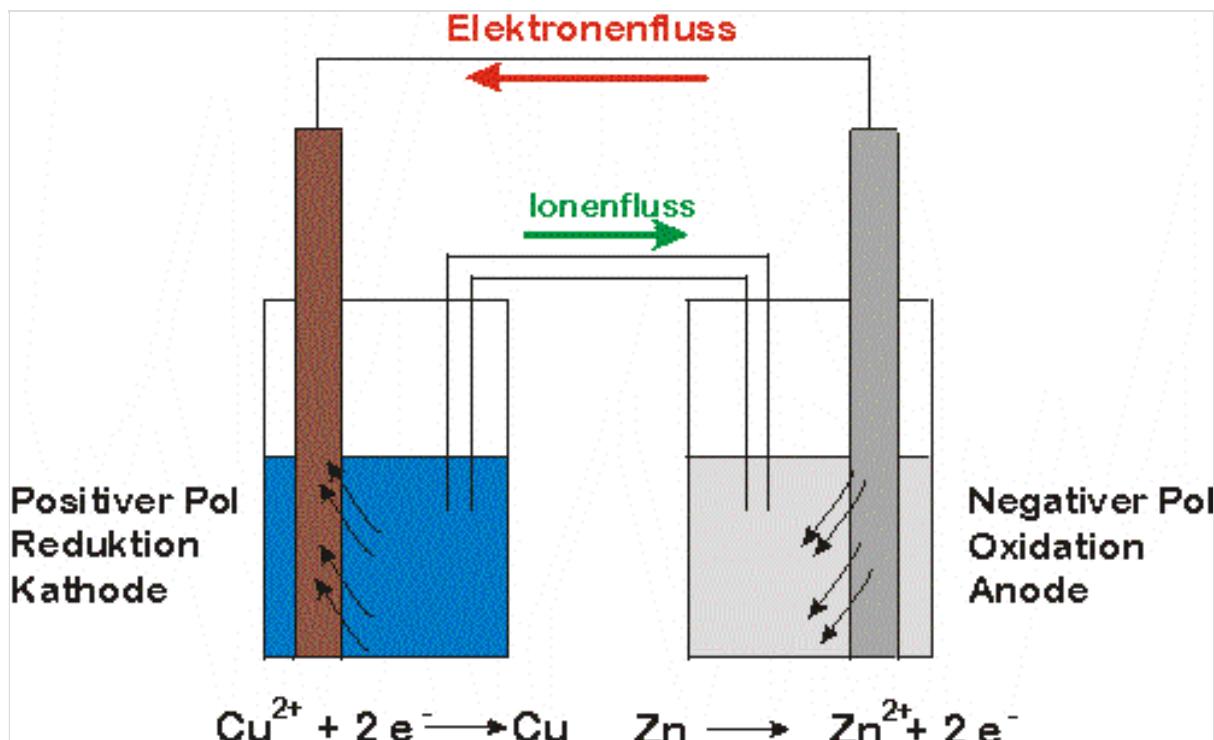


Bild 8.6: Ein Daniellelement

Oft kann man abschätzen, welches Metall das Edlere ist. Sind die eingesetzten Metalle allerdings fremd und unbekannt, so kann es Schwierigkeiten bereiten. Man könnte versuchen ein **Daniell-Element** nachzubauen und mittels eines Voltmeters feststellen, welches der negative resp. positive Pol ist. Man kann andererseits auch die Literatur bemühen und nachschlagen. Es existiert eine Tabelle, in welcher verschiedene Stoffe nach ihrer Edelheit aufgelistet sind, die **elektrochemische Spannungsreihe** (Quelle: W. Christen, Chemie, Diesterweg/Salle, 1984). Es ist eine Auflistung verschiedener Stoffe, geordnet nach **aufsteigender Edelheit**.

Ein Mass für die Edelheit eines Stoffes ist das **Standardreduktionspotential**. Es ist eine Spannung, die unter definierten Versuchsbedingungen gegen eine Referenz erhalten wird. Die Referenz dient gleichzeitig der Normierung. Es ist eine Platinelektrode, welche bei 25°C in einer 1 M Salzsäurelösung von Wasserstoffgas (1 atm Druck) umströmt wird. **Dieser Elektrode wird ein Standardreduktionspotential von 0 Volt zugeschrieben.** Metalle, die über ein **positives Standardreduktionspotential verfügen, sind Edelmetalle** wie z. B. Gold, Silber, Platin.

Das Standardreduktionspotential kann zur Berechnung der Spannung einer galvanischen Zelle verwendet werden. Für das Daniell-Element ergibt sich:



oder

Standardreduktionspotential des Daniell-Elements



Tabelle 8.7: Die EMK des Daniell-Elements

Das Vorzeichen der 1. Teilreaktion ist gegenüber dem Wert aus der Tabelle vertauscht. Die Reaktion entspricht genau der Umkehrreaktion der Reaktion aus der Tabelle.

Für eine spontane, freiwillige Reaktion muss die EMK ein positives Vorzeichen aufweisen. Berechnet sich ein negativer Wert, so kann die Reaktion in dieser Weise nicht freiwillig ablaufen. Genau die Umkehrreaktion ist in diesem Fall aber freiwillig! EMK ist eine Abkürzung für einen historischen Begriff elektromotorische Kraft. Im physikalischen Sinne ist der Begriff falsch, da nicht eine Kraft sondern eine Energien pro Ladung (Volt) gemessen wird. Trotzdem hat sich der Begriff bis heute gehalten.

Die EMK ist die **Summe der beiden Standardreduktionspotentiale mit den richtigen Vorzeichen (!)**. Sie entspricht der theoretisch erreichbaren Spannung des galvanischen Elements. In der Praxis stellt man aber oft fest, dass der theoretische Wert nicht erreicht wird. Im Experiment werden meistens tiefere Spannungen gemessen. Es gibt viele Gründe, weshalb das so sein muss: Es bilden sich Oberflächeneffekte und Grenzflächenpotentiale aus, die bei dieser vereinfachten Berechnung nicht berücksichtigt werden.

Die elektrochemische Spannungsreihe kann dazu verwendet werden, um die Spannung eines unbekannten galvanischen Elements vorherzusagen. Je grösser der Unterschied der Edelheit der eingesetzten Stoffe ist, desto grösser ist die resultierende Spannung.

Eine andere Grösse, die im Zusammenhang steht mit elektrischem Strom, ist die Stromstärke. Sie kann nicht direkt durch die Wahl der Stoffe beeinflusst werden. Sie hängt von den Oberflächen der eingesetzten Elektroden ab: Je mehr Elektronen pro Zeiteinheit ausgetauscht werden können, um so grösser ist die Stromstärke ($I = \text{Ladung}/\text{Zeit}$).

Das Daniell-Element ist historisch eines der bedeutendsten galvanischen Elemente  . Da sich die Elektroden in wässrigen Lösungen befinden, wird es als **Nasszelle** bezeichnet. Für den heutigen Alltag wäre es undenkbar, Nasszellen herumzutragen als Energielieferanten für Handys, Discmen usw. Aus den Nasszellen haben sich die Trockenelemente - Batterien - entwickelt.

Der Aufbau einer Batterie  ist grundsätzlich derselbe wie der des Daniell-Elements: Ein reduzierbarer Stoff, heute meist Braunstein (MnO_2) wird mit einem oxidierbaren Stoff, heute meist Zink, in Kontakt gebracht. Das Medium, in welchem Elektronen und Ionen fliessen müssen, wird mit verschiedenen Mitteln eingedickt zu einer zähflüssigen Paste.

Für ein derartiges Element lassen sich die folgenden Gleichungen aufstellen:

Bei älteren Batterien bestand oft das Problem des Auslaufens. Der Zinkbecher löste sich

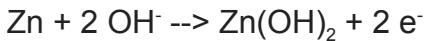
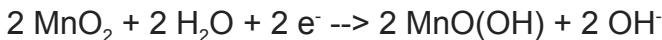


Bild 8.7: Batterien

$Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2 e^-$	Anode, Minuspol
$2 Mn^{4+} + 2 e^- \rightarrow 2 Mn^{3+}$	Kathode, Pluspol

Tabelle 8.8: Reaktionen in einer Batterie

In später entwickelten **Alkalimanganbatterien** wurde der Elektrolyt wie auch der Aufbau der Batterie verändert. Die Anode wurde ins Innere der Batterie verlegt, um ein Auslaufen zu verhindern. Für Alkalimanganbatterien kann formuliert werden:



Die Reaktionsprodukte, die in einer herkömmlichen Batterie bzw. einer Alkalimanganbatterie entstehen, sind nicht ganz identisch. Die Teilreaktionen stimmen aber in beiden Batterietypen überein, weshalb sie dieselben Spannungen liefern.



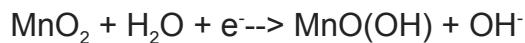
Bild 8.8: Batterien

Eine spezielle Art von Batterien wurde erstmals 1838 von Christian Freidrich Schönbein entwickelt. allerdings erst 1959 in einem Fahrzeug eingesetzt.

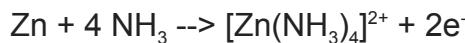
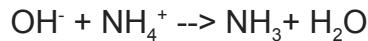
Die Brennstoffzelle

Bei der Brennstoffzelle handelt es sich um eine Batterie, deren Aufbau vergleichbar ist wie derjenige einer herkömmlichen Batterie: In zwei durch eine semipermeable Membran getrennten Kammern befinden sich die beiden Elektroden. Sie bestehen aus Metallen, Platin

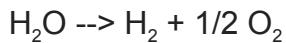
aufgrund der fortschreitenden Oxidation auf. Es traten zudem Probleme mit der Lebensdauer der Batterie auf, weil sich **basische Lösungen** bildeten:



Die Baseteilchen wurden durch Zugabe von Ammoniumsalzen abgefangen:



oder Palladium oder Kohlenstoffnanoröhren. Die Elektroden sind überzogen mit einem Katalysator. Als Reaktanden dienen die Gase Sauerstoff und Wasserstoff, welche über eine Zuleitung zugeführt werden und reagieren. Eigentlich findet hier die Knallgasreaktion statt, welche allerdings durch den Katalysator geregelt und kontrolliert abläuft:



oder



Die Brennstoffzelle liefert eine Spannung von 1.2 V. Durch Serieschaltung mehrerer Zellen kann die Spannung aber fast beliebig erhöht, und auch die Stromstärke entsprechend durch Parallelschaltung angepasst werden. Der Einsatz von Brennstoffzellen war ursprünglich in der Raumfahrt und dem Militär, wegen der hohen Energiedichte werden sie vermehrt auch in Personenwagen (Toyota Prius) eingesetzt. Die Brennstoffzelle zählt zu den wichtigsten Stromlieferanten der jüngeren Zeit und dürfte auch in naher Zukunft eine grosse Rolle spielen. Ein grosser Vorteil ganz nebenbei ist auch der, dass keine Schadstoffe in die Umwelt emittiert werden. Das Reaktionsprodukt ist ausschliesslich Wasser.

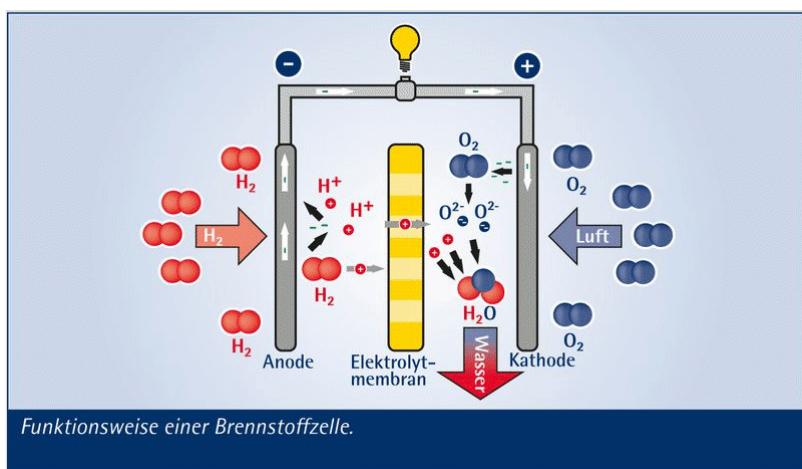


Bild 8.9: Die Brennstoffzelle

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 3 der Übungsaufgaben

8.3 Akkumulatoren

Akkumulatoren - **sekundäre galvanische Elemente** - sind Batterien, die sich nach Gebrauch wieder aufladen lassen. Damit dies überhaupt möglich ist, müssen einige Voraussetzungen geschaffen werden: **Die Reaktionsprodukte müssen einfach wieder in die Edukte überführt werden können, und sie dürfen nicht zu weit vom Ort ihrer Entstehung entfernt sein.** Einer der wichtigsten grossen Akkumulatoren ist heute der Bleiakkumulator, die Autobatterie.

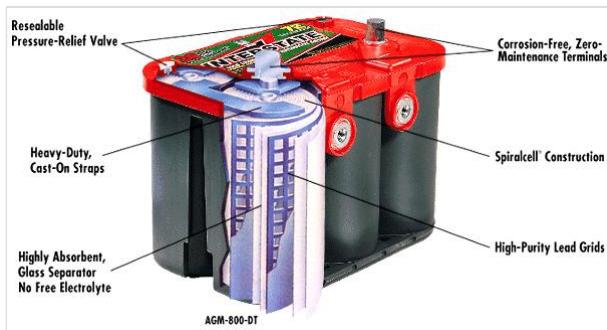


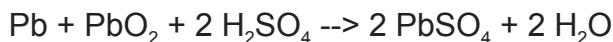
Bild 8.10: Die Autobatterie

Die [Autobatterie](#) ist so aufgebaut, dass jeweils 6 in Serie geschaltete Zellen eine Spannung von insgesamt 12 Volt ergeben. Eine einzelne Zelle besteht einerseits aus Blei-, andererseits aus Bleioxidplatten, welche durch Separatoren voneinander getrennt sind. Die Elektroden sind in verdünnte Schwefelsäure (Batteriesäure) getaucht. Die Autobatterie ist die einzige sich heute noch in Gebrauch befindende Nasszelle. Es spielen sich die folgenden Teilreaktionen ab:



Tabelle 8.9: Die Teilreaktionen der Autobatterie

Auch die Schwefelsäure ist für die Gesamtreaktion und damit für die Funktionstüchtigkeit der Autobatterie von Bedeutung:



An beiden Elektroden wird schwerlösliches Bleisulfat gebildet. Dieses haftet sehr gut an den Platten und wird beim Wiederaufladen der Batterie in Blei bzw. Bleioxid zurückverwandelt. Das enorme Gewicht einer Autobatterie kommt durch viele parallel geschaltete Elektrodenplatten innerhalb einer Zelle zustande. Die **Parallelschaltung bewirkt eine Vergrößerung der Oberfläche**, wodurch eine enorm hohe Stromstärke erzielt wird. Sie ist notwendig, um einen Automotor in Gang zu setzen. Der Ladungszustand einer Autobatterie kann mit einer Dichtemessung überprüft werden, in der Praxis wird dies allerdings heute elektronisch durchgeführt (Messen der Kurzschlussspannung).

Neben der Autobatterie sind auch andere [Akkumulatoren](#) im Alltag im Einsatz. Die bekanntesten Vertreter sind Nickel-Cadmium-Zellen oder Nickel-Metallhydrid-Zellen. Die [Metallhydridakkumulatoren](#) enthalten am negativen Pol eine Metalllegierung, welche Hydridverbindungen (H^-) enthält. Die Wasserstoffatome werden (zu H^+) oxidiert:

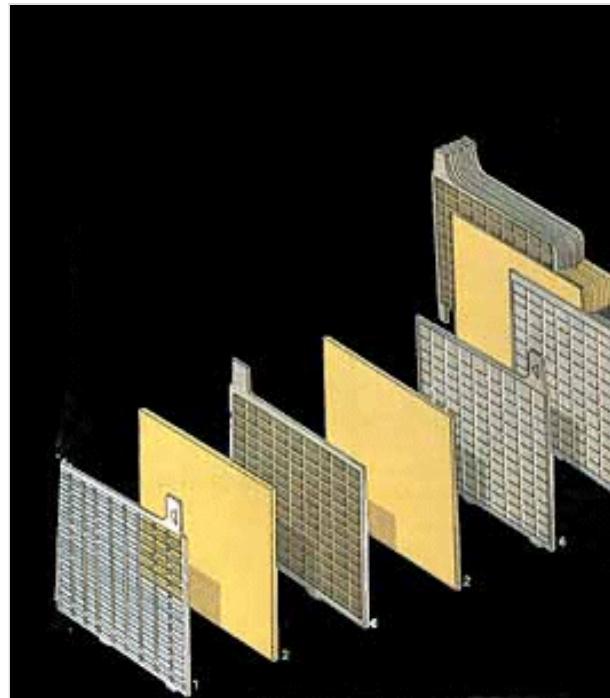
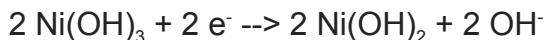
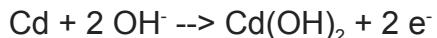


Bild 8.11: Die Autobatterie

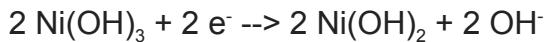
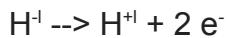
Nickel-Cadmium-Zelle:



Nickel-Metallhydrid-Zelle:

Nickel-Metallhydrid-Akkumulatoren gehören heutzutage zu den meist verwendeten Akkus. Sie wurden ab 1962 entwickelt und finden Einsatz in verschiedenen technischen, tragbaren Geräten wie Handys, MP3-Playern und Photoapparaten. Sie weisen bei einer Spannung von 1.2 Volt eine hohe Energiedichte auf und besitzen den grossen Vorteil keinen Memoryeffekt aufzuweisen. Damit erübrigts sich das volle Auf- resp. Entladen des Akkus und es kann trotzdem die volle Kapazität abgerufen werden. Trotzdem besteht ein grosser Nachteil, die Selbstentladung. Nickel-Metallhydridakkus besitzen eine hohe Selbstentladungsrate, welche den Einsatz in Geräten, in welchen die Batterie über Monate oder Jahre benutzt werden soll nicht fördert.

Die Anode eines Nickel-Metallhydrid-Akkus besteht aus einem Metallhydridpulver, resp. einer Metalllegierung, z. B. mit der Zusammensetzung $\text{La}_{0.8}\text{Nd}_{0.2}\text{Ni}_{2.5}\text{Co}_{2.4}\text{Si}_{0.1}$. Der Separator enthält eine 20% ige Kalilauge mit einem pH-Wert von 14 und verhindert den Kontakt zur Kathode, welche aus einem Nickel(II)/Nickel(III) - Gemisch besteht.

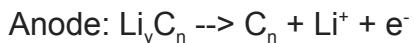


Wo hohe Leistungen gefragt sind, finden die Nickel-Metallhydrid-Akkumulatoren keinen Einsatz. So z. B. in ferngesteuerten Flugzeug-, Auto- oder Schiffmodellen. Hier werden **Lithium-Polymer-Akkumulatoren** eingesetzt:

Bei einem LiPo besteht die Anode aus Graphit, die Kathode aus einem Lithium-Metallocid. Der Elektrolyt ist eine gelartige bis feste Masse. Bei einer Spannung von 3.7 Volt pro Zelle lassen sich preiswert mehrere Zellen schichtartig auf kleinstem Raum aufbauen und so die gewünschten Anforderungen erzielen.

Lithium bildet mit bestimmten Graphitsorten Einlagerungsverbindungen (Interkalaktion). Hierbei wird das Ion zwar entladen, es geht aber keine Bindungen zum Graphit ein. Auch an der Kathode geht das Lithiumion Einlagerungsverbindungen ein, hier allerdings mit Magnesiumoxiden.

Die (etwas vereinfachten) Gleichungen zum Entladevorgang lauten:



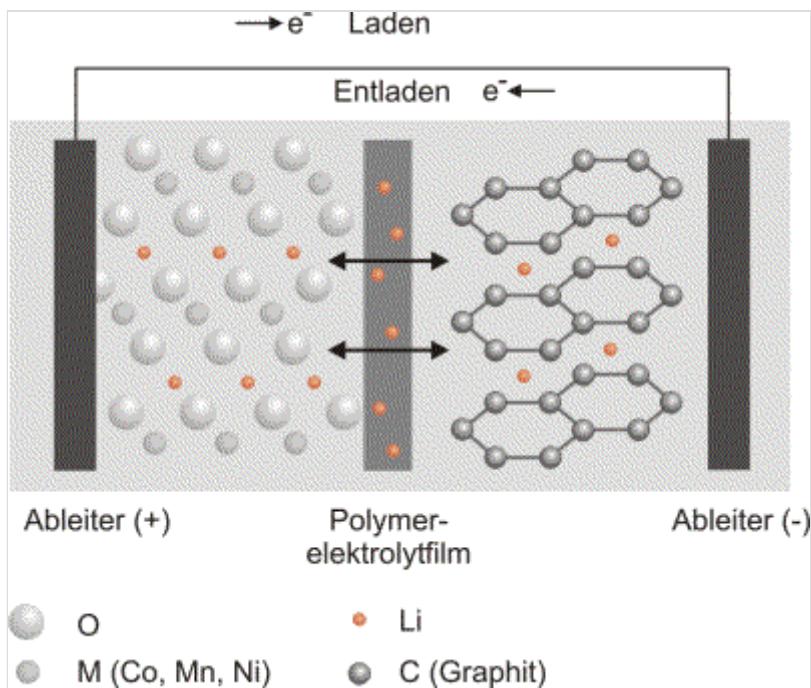


Bild 8.12: Der Lithium-Polymer-Akkumulator

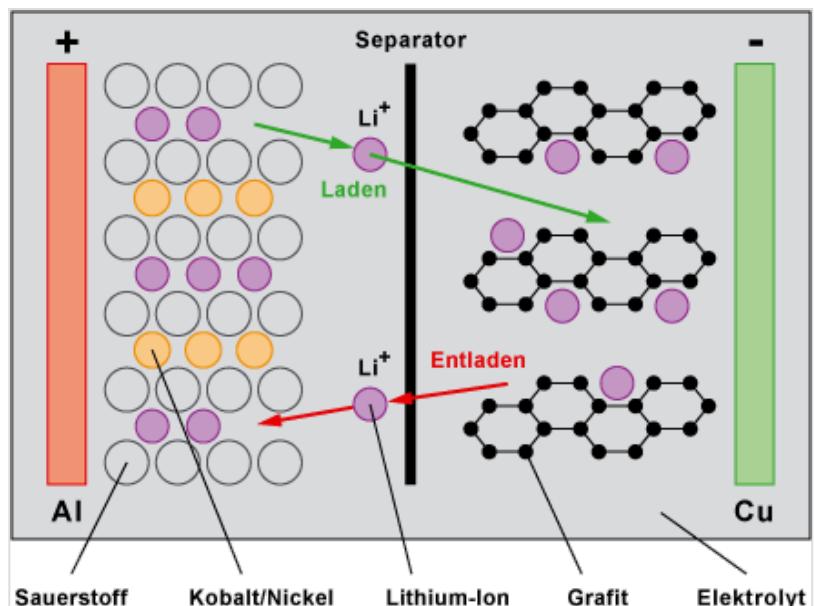
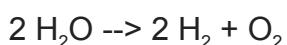


Bild 8.13: Der Lithium-Polymer-Akkumulator

8.4 Elektrolysen

Elektrolysen sind **erzwungene Redoxreaktionen**. Es wird elektrischer Gleichstrom eingesetzt, um die Reaktion in Gang zu halten. Die negative Elektrode liefert dabei Elektronen und an ihr findet **stets eine Reduktion** statt. Die positive Elektrode entfernt Elektronen, **an ihr findet die Oxidation statt**. So lässt sich z. B. Wasser **elektrolysiert**:



oder:

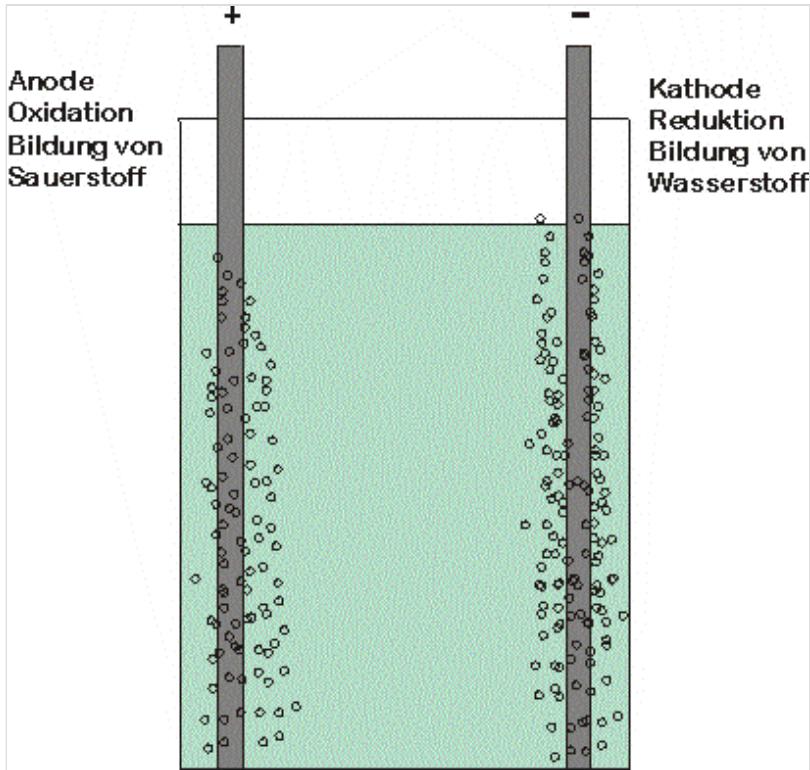


Bild 8.14: Die Elektrolyse von Wasser

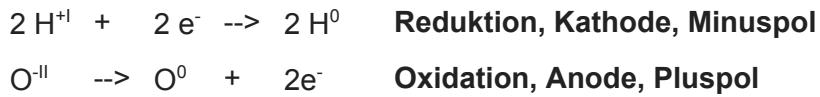


Tabelle 8.10: Die Teilreaktionen der Elektrolyse von Wasser

Dieser **Prozess** lässt sich durch Anlegen einer Spannung von ca. 5 Volt erzeugen. Er könnte in Zukunft grosse Bedeutung erlangen, wenn grosse Mengen an Wasserstoffgas als Energieträger benötigt werden. Wird an Stelle von Wasser eine Lösung eines Übergangsmetallsalzes eingesetzt, so wird am negativen Pol das Übergangsmetallion zum elementaren Metall reduziert. Die Elektrode wird mit diesem Metall überzogen. Dieser Prozess heisst **Galvanisieren** und ist aus dem Alltag bekannt: Es werden silberne Gegenstände vergoldet, eiserne Gegenstände verzinkt. Für die Teilreaktion am negativen Pol lässt sich schreiben:



Beim **Galvanisieren** muss beachtet werden, dass sich, sobald man ein Metallblech in eine Lösung taucht, in der ein

edleres Metall gelöst ist, sich ein schwarzer **Metallschwamm** bildet. Dieser haftet sehr schlecht, beeinträchtigt die Reaktion und ist deshalb unerwünscht. Um diesen Vorgang zu unterdrücken, müssen die Ionen in Lösung deaktiviert werden. Dies geschieht oft durch den Zusatz hochgiftiger Cyanidionen (CN^-), wodurch sich Cyanidkomplexe in Lösung bilden.

Eine Elektrolyse wird durchgeführt, um aus Aluminiumerzen das Metall Aluminium zu gewinnen. Es ist die **Schmelzflusselektrolyse** von Aluminium.

8.5 Die Korrosion

Der Begriff "Korrosion" wird häufig im Zusammenhang mit Metallen genannt. Metalle **korrodieren**, oxidieren, rosten oder laufen an. Unter Korrosion versteht man die Reaktion unedler Metalle mit Wasser und/oder Sauerstoff. Es bilden sich als Reaktionsprodukte Metalloxide, Hydroxide oder Oxihydroxide.

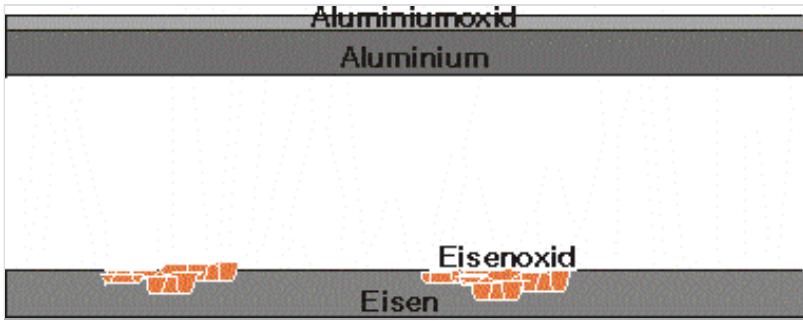


Bild 8.15: Die Korrosion

Bei einigen Metallen haften diese Oxidationsschichten sehr gut auf der Metalloberfläche, wie etwa bei Zink oder Aluminium. Sie schützen so das darunterliegende, unedle Metall vor weiterer Korrosion. Bei anderen Metallen wie beim Eisen haftet die Oxidationsschicht schlecht auf der Metalloberfläche.

Es bilden sich Rostschuppen, die sehr leicht zu entfernen sind. Man kennt das sehr gut, wenn man schon einen rostigen Gegenstand angefasst hat. Da diese Rostschicht nicht haftet, wird darunter das blanke Metall wieder zur Angriffsfläche für eine erneute Oxidation. Es kommt zum Durchrosten bzw. zum Lochfrass.

Um den Lochfrass zu verhindern, werden einige eiserne Gegenstände verzinkt, z. B. Autokarosserien, Maschendraht. Obwohl Zink ein unedleres Metall ist als das Eisen, ist es gegen Korrosion resistenter, da die Zinkoxidschicht auf dem Metall gut haftet. Sie schützt das darunterliegende Zink wie auch das Eisen vor weiterer Korrosion.

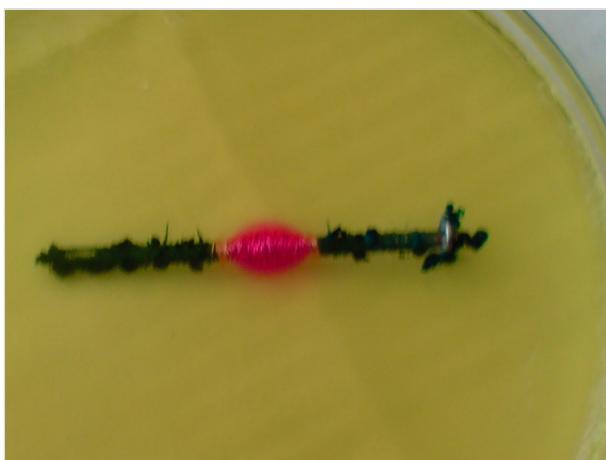


Bild 8.17: Ein Lokalelement

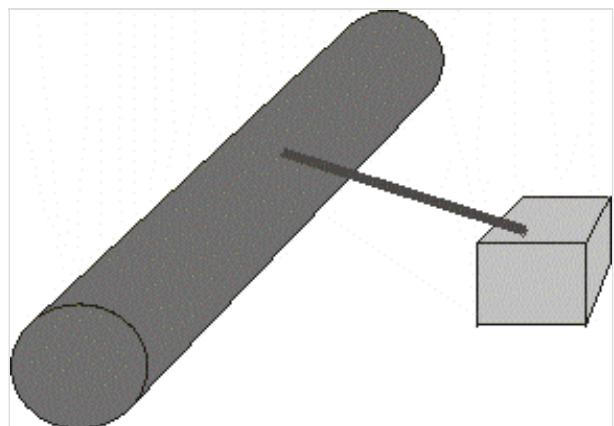


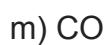
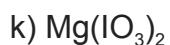
Bild 8.16: Korrosionsschutz

Meist ungewollt und ungeachtet spielen sich andere Korrosionsprozesse im Alltag ab, die bedeutend schneller sind. Wenn sich zwei verschiedene Metalle berühren, kann eine elektrochemische Korrosion einsetzen. Es bildet sich ein Lokalelement. Durch das Berühren der Metalle besteht dieselbe Situation wie in einer kurzgeschlossenen galvanischen Zelle: Dem unedleren Metall werden sofort Elektronen entzogen und dem Edleren zugeführt. Als Folge davon oxidiert das unedlere Metall relativ schnell, während am edleren Metall eine Reduktion stattfindet. Oft kommt es hier zur Entstehung von Wasserstoffgas aus Wasserspuren der Umgebung. Das Metall selbst kann ja nicht reduziert werden (!), wenn es in elementarer Form vorliegt. Diese Korrosionsprozesse sind ebenfalls im Alltag anzutreffen, zum Teil werden sie bewusst herbeigeführt: Beim Berühren einer Amalgamplombe mit einem anderen Metall (z. B. Alufolie) oder beim unexakten Verlöten eines Kabels. Die elektrochemische Korrosion kann aber auch für nützliche Zwecke verwendet werden: Silberne Gegenstände können gereinigt werden, indem man sie mit Alufolie umwickelt und in heißes Salzwasser legt. **Im Boden verlegte Eisenrohre können vor Korrosion geschützt werden, indem sie leitend mit**

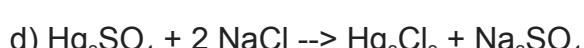
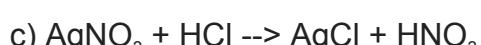
Magnesiumblöcken verbunden werden. Das Bild links zeigt ein typisches Lokalelement. In einer eingedickten Lösung ist ein Eisennagel mit Kupferdraht umwickelt. Das unedlere Eisen beginnt rasch zu oxidieren. Die entstehenden Eisen (II) - Ionen färben die Lösung blau (Berlinerblaureaktion). Am edleren Kupfer wird Wasser reduziert. Die dabei entstehenden Hydroxidionen (OH^-) sind verantwortlich für die Rotfärbung.

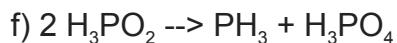
8.6 Übungsaufgaben

1. Ermitteln Sie in den nachfolgenden Stoffen die Oxidationszahlen der Elemente

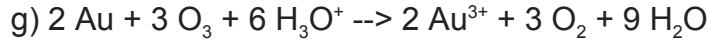
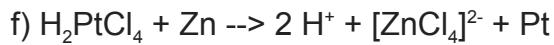
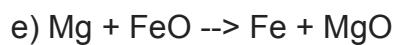
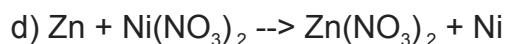
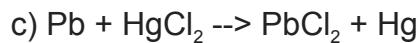
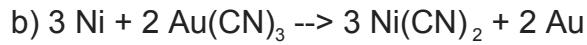
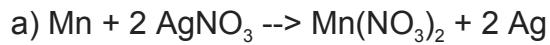


2. Handelt es sich bei den nachfolgenden Reaktionen um Redoxreaktionen? Bei Redoxreaktionen sind die Teilreaktionen anzugeben!





3. Berechnen Sie von den nachfolgenden Reaktionen die zu erwartende Spannung (EMK).



8.7 Lernkontrolle

1. Beim Verbrennen eines Stoffes

- a) werden Elektronen ausgetauscht
- b) wird Kohlendioxid gebildet
- c) entsteht Sauerstoff

2. Beim Rosten von Eisen

- a) entsteht Sauerstoff
- b) entstehen Eisenionen
- c) wird Eisen Sauerstoff entzogen

3. Eine Reduktion ist

- a) eine Elektronenaufnahme
- b) eine Elektronenabgabe
- c) eine Verbrennungsreaktion

4. Die Oxidationszahl beschreibt

- a) formale Ladungen von Molekülen
- b) formale Ladungen von Atomen
- c) formale Ladungen von Ionen

5. Die Oxidationszahl von Elementen im elementaren Zustand

- a) ist nicht definiert
- b) ist gleich Null
- c) ist gleich eins

6. In Wasser hat das Element Sauerstoff die Oxidationszahl

- a) 0

- b) - I
- c) - II

7. Die elektrochemische Spannungsreihe ist eine Reihenfolge

- a) der Stabilität von Stoffen
- b) der Edelheit von Stoffen
- c) der Reaktivität von Stoffen

8. Das Daniell-Element besteht aus den Metallen

- a) Gold und Silber
- b) Kupfer und Silber
- c) Kupfer und Zink

9. An der edleren Elektrode eines galvanischen Elements

- a) findet die Reduktion statt
- b) findet die Oxidation statt
- c) werden Elektronen abgegeben

10. Die Anode

- a) ist immer der positive Pol
- b) ist der Pol, an welchem die Oxidation stattfindet
- c) ist der Pol, an welchem die Reduktion stattfindet

11. Um die Spannung eines galvanischen Elements zu vergrössern,

- a) müssen edlere Stoffe als Elektroden eingesetzt werden
- b) müssen grössere Elektroden eingesetzt werden
- c) muss der Edelheitsunterschied der als Elektroden eingesetzten Stoffe vergrössert werden

12. Um die Leistung eines galvanischen Elements zu vergrössern,

- a) muss die Oberfläche der Elektroden vergrössert werden
- b) müssen edlere Stoffe als Elektroden eingesetzt werden
- c) müssen sehr reaktive Stoffe als Elektroden eingesetzt werden

13. Als Referenz zur Bestimmung von Reduktionspotenzialen von Elementen

- a) dient eine Goldelektrode
- b) dient eine Platinelektrode, umflossen von Wasserstoffgas bei pH = 0 und 25°C
- c) dient eine Platinelektrode, umflossen von Wasserstoffgas bei pH = 7 und 25°C

14. Akkumulatoren sind

- a) wiederaufladbare Batterien
- b) Geräte, die eine Spannung vergrössern
- c) Einwegbatterien

15. Die Elektroden einer Autobatterie bestehen aus

- a) Blei
- b) Blei und Bleioxid
- c) Blei und Bleisulfat

16. Beim Wiederaufladen einer Autobatterie

- a) entsteht Kohlensäure
- b) findet eine Säure - Base - Reaktion statt
- c) findet eine Elektrolyse statt

17. Bei einer Elektrolyse findet am negativen Pol

- a) eine Oxidation
- b) eine Reduktion
- c) eine Abscheidung statt

18. Um einen silbernen Gegenstand galvanisch zu vergolden, braucht es eine Spannungsquelle und

- a) eine Lösung, die Goldionen enthält
- b) eine Lösung, die Goldatome enthält
- c) eine Lösung, die Silberionen aufnehmen kann

19. Bei der elektrochemischen Korrosion

- a) berühren sich zwei identische Metalle unter leitenden Bedingungen
- b) wird das edlere Metall oxidiert
- c) berühren sich zwei verschiedene Metalle unter leitenden Bedingungen

20. Um Eisenrohre vor Korrosion zu schützen, können sie

- a) leitend mit Gold verbunden werden
- b) leitend mit Eisen verbunden werden
- c) leitend mit Magnesium verbunden werden

8.8 Literatur

W. Christen

Chemie

Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1984

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

Div. Autoren

Chemie heute, Sekundarbereich II

Schroedel, 1998

G. Kortüm

Lehrbuch der Elektrochemie

Verlag Chemie, 1972

R. E. Dickerson, I. Geis

Chemie

Verlag Chemie, 1981

P. W. Atkins

Physical Chemistry 2nd Edition

Oxford University Press, 1982

P. W. Atkins, J. A. Beran

Chemie einfach alles

VCH, 1992

Div. Autoren

Chemie Sekundarstufe I

Diesterweg/Salle, 1984

R. Stein

Kursheft Redoxreaktionen und Elektrochemie

Klett, 1984

8.9 Web-Links

Die Oxidationszahl

Theorie 

Theorie 

Theorie 

Theorie 

Theorie 

Luigi Galvani

Biographie 

Alessandro Volta

Biographie 

Galvanische Elemente

Theorie 

Theorie 

Theorie 

Trockenelemente

Theorie 

Theorie 

Autobatterie

Theorie 

Theorie 

Brennstoffzelle

Theorie 

Akkumulatoren

Theorie 

Elektrolyse

Theorie 

Schmelzflusselektrolyse

Theorie 

Hochofen

Theorie 

Eloxieren

Theorie 

Theorie 

Korrosion

8.10 Tabelle Elektrochemische Spannungsreihe

Oxidationsmittel Elektronenempfänger	Anzahl verschobener Elektronen	Reduktionsmittel Elektronenspender	Standardreduktionspotential V
Li^+	+ e ⁻	$\text{Li} \leftrightarrow \text{Li}$	- 3.03
K^+	+ e ⁻	$\text{K} \leftrightarrow \text{K}$	- 2.93
Ba^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Ba} \leftrightarrow \text{Ba}$	- 2.90
Ca^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Ca} \leftrightarrow \text{Ca}$	- 2.87
Na^+	+ e ⁻	$\text{Na} \leftrightarrow \text{Na}$	- 2.71
Ce^{3+}	+ e ⁻	$\text{Ce} \leftrightarrow \text{Ce}$	- 2.48
Mg^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Mg} \leftrightarrow \text{Mg}$	- 2.40
Al^{3+}	+ 3 e ⁻	$\text{Al} \leftrightarrow \text{Al}$	- 1.69
Mn^+	+ 2 e ⁻	$\text{Mn} \leftrightarrow \text{Mn}$	- 1.18
Zn^+	+ 2 e ⁻	$\text{Zn} \leftrightarrow \text{Zn}$	- 0.76
Cr^{3+}	+ 3 e ⁻	$\text{Cr} \leftrightarrow \text{Cr}$	- 0.74
Se^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Se} \leftrightarrow \text{Se}$	- 0.67
Cr^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Cr} \leftrightarrow \text{Cr}$	- 0.56
S^0	+ 2 e ⁻	$\text{S}^{\text{II}} \leftrightarrow \text{S}^0$	- 0.48
Fe^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Fe} \leftrightarrow \text{Fe}$	- 0.44
Cd^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Cd} \leftrightarrow \text{Cd}$	- 0.40
PbSO_4	+ 2 e ⁻	$\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{PbSO}_4$	- 0.36
Co^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Co} \leftrightarrow \text{Co}$	- 0.28
Ni^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Ni} \leftrightarrow \text{Ni}$	- 0.25
Sn^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Sn} \leftrightarrow \text{Sn}$	- 0.14
Pb^{2+}	+ 2 e ⁻	$\text{Pb} \leftrightarrow \text{Pb}$	- 0.13
Fe^{3+}	+ 3 e ⁻	$\text{Fe} \leftrightarrow \text{Fe}$	- 0.04
$2 \text{H}_3\text{O}^+$	+ 2 e ⁻	$2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+$	0.00 (pH=0)
Cu^{2+}	+ e ⁻	$\text{Cu}^{1+} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+}$	+ 0.17

Cu^{2+}	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	Cu^0	$+ 0.35$
$\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$+ 4 \text{ e}^-$	\iff	4 OH^-	$+ 0.40$
I_2	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	2 I^-	$+ 0.58$
Fe^{3+}	$+ \text{e}^-$	\iff	Fe^{2+}	$+ 0.75$
Ag^+	$+ \text{e}^-$	\iff	Ag	$+ 0.81$
Pd^{2+}	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	Pd	$+ 0.83$
Hg^{2+}	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	Hg	$+ 0.86$
Br_2	$+ \text{e}^-$	\iff	Br^-	$+ 1.03$
Pt^{2+}	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	Pt	$+ 1.20$
$\text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{ H}_3\text{O}^+$	$+ 3 \text{ e}^-$	\iff	$12 \text{ H}_2\text{O} + \text{Cr}^{3+}$	$+ 1.30$
Cl_2	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	2 Cl^-	$+ 1.36$
Au^{3+}	$+ 3 \text{ e}^-$	\iff	Au	$+ 1.38$
$\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}_3\text{O}^+$	$+ 5 \text{ e}^-$	\iff	$12 \text{ H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+}$	$+ 1.50$
Pb^{4+}	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	Pb^{2+}	$+ 1.67$
$\text{O}_3 + 2 \text{ H}_3\text{O}^+$	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	$3 \text{ H}_2\text{O} + \text{O}_2$	$+ 1.90$
F_2	$+ 2 \text{ e}^-$	\iff	F^-	$+ 2.87$

Tabelle 8.11: Tabelle Redox

8.11 Zusatzaufgaben

1. Ergänzen Sie die nachfolgende Tabelle



Formel	Oxidationszahlen	Oxidationszahlen	Oxidatio
NaClO_3	...?...	...?...	...?...
MnPO_3	...?...	...?...	...?...
Mg(ClO)_2	...?...	...?...	...?...
KClO_3	...?...	...?...	...?...
LiH_2PO_4	...?...	...?...	...?...
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$...?...	...?...	...?...
H_2SO_4	...?...	...?...	...?...
CaCrO_4	...?...	...?...	...?...
$\text{Ba(ClO}_2)_2$...?...	...?...	...?...
FePO_4	...?...	...?...	...?...

$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$...?...	...?...	...?...
$\text{Ti}(\text{HCOO})_4$...?...	...?...	...?...
$\text{Zn}(\text{OH})_2$...?...	...?...	...?...
$\text{Mn}(\text{IO}_3)_2$...?...	...?...	...?...
CuCO_3	...?...	...?...	...?...
$\text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3$...?...	...?...	...?...
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$...?...	...?...	...?...
AgNO_2	...?...	...?...	...?...

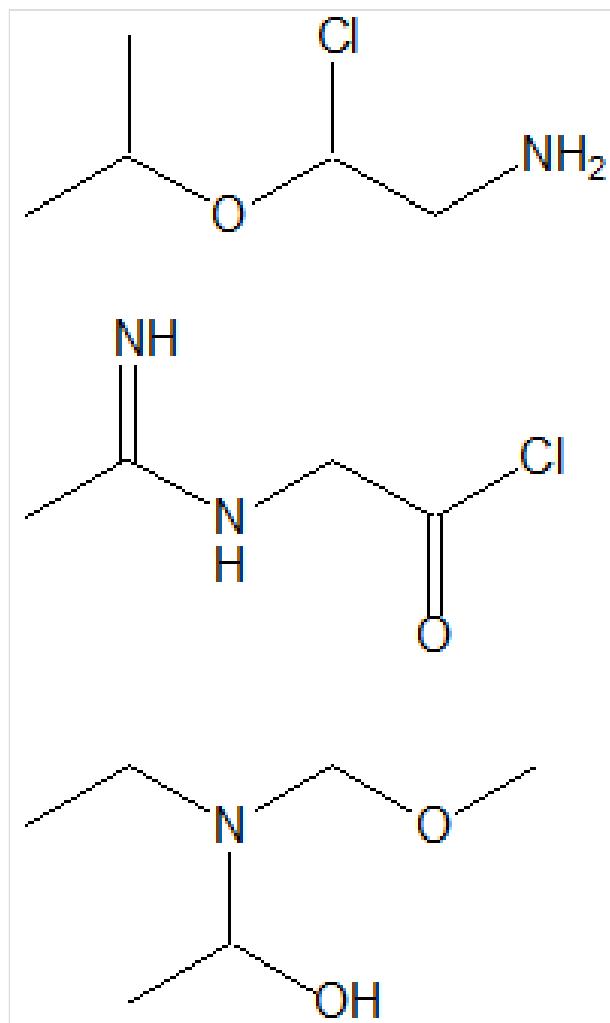


Bild 8.18: weitere Beispiele

Inhalt:

- [9.1 - Petrochemie](#)
- [9.2 - Kohlenwasserstoffe](#)
- [9.3 - Chiralität](#)
- [9.4 - Organische Reaktionen](#)
- [9.5 - Funktionelle Gruppen](#)
- [9.6 - Lipide und Seifen](#)
- [9.7 - Kunststoffe](#)
- [9.8 - Kohlehydrate](#)
- [9.9 - Proteine](#)
- [9.10 - Übungsaufgaben](#)
- [9.11 - Lernkontrolle](#)
- [9.12 - Literatur](#)
- [9.13 - Web-Links](#)
- [9.14 - Die homologe Reihe der Alkane](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- wissen, wie Erdöl verarbeitet wird
- die Kohlenwasserstoffe kennen und sie nach den Regeln der IUPAC benennen können
- die Bedeutung der Chiralität kennen und anwenden können
- einige organische Reaktionen kennen und anwenden können
- wissen, was aromatische Kohlenwasserstoffe sind
- einige funktionelle Gruppen kennen
- die Begriffe "Fett", "Öl", "Seife" und "Phospholipid" kennen und damit umgehen können
- wissen, was eine Fettsäure ist
- Kunststoffe kennen und sie einteilen können
- wissen, wie Kunststoffe hergestellt werden
- einfache Kohlehydrate und ihre Eigenschaften kennen und ihre Strukturformeln zeichnen können
- den Aufbau von Aminosäuren und ihre Eigenschaften kennen
- den Aufbau von Proteinen und wichtige Eigenschaften kennen

9.1 Petrochemie



Die [organische Chemie](#) ist die **Chemie des Kohlenstoffatoms und seiner Verbindungen**. Die Fähigkeit, Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindungen auszubilden, machen das Element Kohlenstoff einzigartig. Historisch hat sich die organische Chemie von der anorganischen Chemie abgekoppelt und sich eigenständig entwickelt. Kohlenstoffhaltige Verbindungen waren im 18. und zu Beginn des 19. Jahrhunderts bekannt, doch die meisten von ihnen wurden in Lebewesen entdeckt. Es verbreitete sich daher der Glaube, es brauche eine Lebenskraft, die **vis vitalis**, um kohlenstoffhaltige Verbindungen herstellen zu können. Die Anhänger dieser These, die Vitalisten hielten es für unmöglich, organisches Material künstlich erschaffen zu können. Einer der bekanntesten Vitalisten war [Freiherr Justus von Liebig](#).

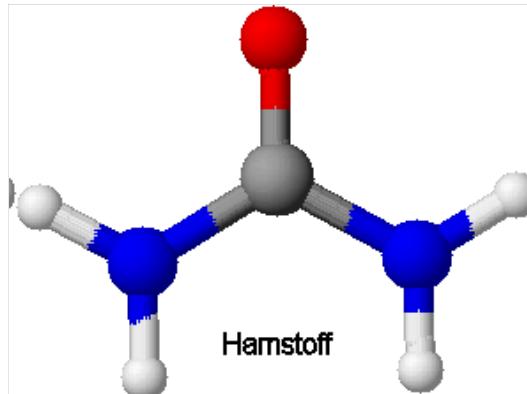
Bild 9.1: Justus von Liebig

Es war ein Schüler Liebigs [Friederich Wöhler](#), der die Wissenschaftler der damaligen Zeit eines Besseren belehrte. Wöhler erschuf 1828 im Reagenzglas aus Ammoniumcyanat (NH_4OCN) einen organischen Stoff, [Harnstoff](#). Mit dieser Synthese öffnete Friederich Wöhler neue Dimensionen in der Chemie. Man war nun ganz wild darauf, organische Stoffe zu untersuchen und künstlich herzustellen. Die Sonderstellung der "neuen Chemie" ist bis heute geblieben.



Wöhler, F.

[Bild 9.2: Friederich Wöhler](#)



[Bild 9.3: Harnstoff](#)

Im Laufe der regen Forschungstätigkeit wurde die Nachfrage an Ausgangsmaterial zur Herstellung neuer organischer Substanzen immer grösser. Der beschwerliche Weg Kohle als Ausgangsmaterial zu verwenden, wurde dank dem Fund und der Ausbeutung von Erdölquellen bedeutend erleichtert. [Erdöl](#) ist ein Stoffgemisch. Es ist im Laufe von Jahrtausenden unter bestimmten Bedingungen aus dem abgestorbenen Plankton der Urmeere entstanden. Es ist umgewandelte organische Materie, was seinen Reichtum an kohlenstoffhaltigen Verbindungen erklärt.



[Bild 9.4: Eine Erdölpumpe](#)

In der Antike wurde Erdöl bereits zu kriegerischen Zwecken verwendet. Es wurde eingesetzt in Fackeln und "Flammenwerfern" und konnte so manchem Feind einen Schrecken einjagen und Schaden zufügen. Zu anderem war das Erdöl in dieser Zeit nicht zu gebrauchen. Auch zu Beginn des 19. Jahrhunderts, als die ersten Erdölvorkommen in Amerika entdeckt wurden, kannte man den eigentlichen Wert des Bodenschatzes nicht. Es wurde verwendet als Salbe, Wundheilmittel und Wundermittel gegen alle möglichen Blessuren. Erst mit der Zeit gelang es aus dem Erdöl Stoffe wie das [Petroleum](#) zu gewinnen, die sich dazu eigneten die Wohnungen

zu beleuchten. Damit war ein Anfang gemacht. Das Erdöl wurde nun systematisch aufgearbeitet, raffiniert und erst so kam der eigentliche Wert des Bodenschatzes zum Vorschein. Es wurden sehr viele wertvolle Produkte zugänglich.

Das [Raffinieren](#) von Erdöl ist eine Destillation. Die verschiedenen Komponenten werden in riesigen Anlagen voneinander abgetrennt, wobei die unterschiedlichen Siedepunkte ausgenutzt werden. So lassen sich die

Primärraffinate einteilen in

- Gase
- Leichtbenzine
- Benzine
- leichte Öle
- Schweröle
- Paraffine und Bitumen

Paraffine sind feste, wachsartige Substanzen. Bitumen sind sehr hochsiedende, klebrige Rückstände.

Um die Ausbeute begehrter Stoffe wie z. B. Benzine zu erhöhen, werden die Primärraffinate anschliessend weiteren Prozessen unterworfen. Die drei wichtigsten sind:

- **Cracken** : Beim [Crackprozess](#) werden lange Kohlenstoffketten von hochsiedenden Molekülen gebrochen (engl. to crack = brechen). Es werden daraus kürzerkettige Moleküle mit tieferen Siedepunkten erzeugt. In dieser Weise wird vor allem Benzin (Crackbenzin) aus schweren Ölen hergestellt. Das hochsiedende Bitumen, welches mit Kies zu Teer verarbeitet wird, kann mit analogen Prozessen zu wertvolleren Produkten umgewandelt werden. Das Cracken verläuft oft unter sehr drastischen Bedingungen trotz des Einsatzes von Katalysatoren (Katcracking).

[Crackprozess](#)

- **Reformieren:** Der Begriff [Reformieren](#) leitet sich ab vom englischen [reforming](#) (= umformen). Die Strukturen der Moleküle werden verändert. Es werden oft stark verzweigte oder aromatische Stoffe hergestellt, welche weniger reaktiv sind. Sie werden den Benzinen beigemischt, um die Zündfreudigkeit zu erniedrigen. Damit wird die Anzahl der Frühzündungen (Klopfen) in einem Motor reduziert, was sich vorteilhaft auf den Motor und den Fahrkomfort auswirkt.

[Reforming](#)

- **Entschwefelung:** In der Leichtölfraktion befinden sich gehäuft viele schwefelhaltige Verbindungen. Da bei deren Verbrennung Schwefeldioxid entsteht, stellen diese Stoffe eine [Belastung für die Umwelt](#) dar ([saurer Regen](#)). Die schwefelhaltigen Verbindungen müssen deshalb bevor sie zum Verbraucher gelangen weitmöglichst aus den Diesel- und Heizölen entfernt werden.

9.2 Kohlenwasserstoffe

Die einfachsten organischen Verbindungen sind **Kohlenwasserstoffe**. Es sind Verbindungen, die ausschliesslich aus den Elementen **Kohlenstoff** und **Wasserstoff** bestehen. Aufgrund verschiedener Bindungsarten lassen sie sich einteilen in Kohlenwasserstoffe mit Einfach-, Doppel-, oder Dreifachbindungen:

Die Alkane

[Alkane](#), gesättigte Kohlenwasserstoffe, weisen ausschliesslich Einfachbindungen auf. Es lässt sich eine Reihe aufstellen, in der die Verbindungen nach aufsteigender Anzahl Kohlenstoffatome geordnet sind, die [homologe Reihe der Alkane](#).

Die ersten vier Verbindungen in dieser Reihe sind bei Zimmertemperatur gasförmig. Es sind Gase, die häufig zum Kochen, zur Beheizung von Häusern oder zum Betreiben eines Gasgrills verwendet werden. Die Verbindungen Pentan bis ca. Heptadecan sind bei Zimmertemperatur flüssig. Im Alltag treffen wir sie an in Lösungsmitteln, Pinselreinigern, Benzin und Ölen. Feste Alkane, mit mehr als ca. 17 C-Atomen sind in Wachsen enthalten.

Allen [Alkanen](#) ist die Endung **-an** gemeinsam. Die ersten Alkane besitzen Trivialnamen, ab Pentan werden systematische Namen verwendet: Der erste Teil des Namens wird durch die griechische Silbe für die Anzahl der enthaltenen Kohlenstoffatome gebildet, penta = fünf, hexa = sechs etc...

Die systematische Namensgebung, **Nomenklatur**, dieser Verbindungen ist ausserordentlich wichtig. So, wie es notwendig ist, Kohlenmonoxid von Kohlendioxid zu unterscheiden, müssen auch diese Verbindungen

unterschieden werden können. Das Problem stellt sich besonders dann, wenn man in Betracht zieht, dass bei Kohlenwasserstoffen Isomerie auftreten kann. Zeichnet man z. B. die verschiedenen Skelettformeln zur Summenformel C_4H_{10} , stellt man fest, dass zwei Isomere existieren. Um sie zu benennen, geht man wie folgt vor: **Man sucht zuerst die längste zusammenhängende Kette von C-Atomen.** Diese Kette ist der **Stamm** und wird mit dem entsprechenden Namen aus der homologen Reihe der Alkane versehen. Kohlenstoffatome, die von dieser Stammkette abzweigen, bilden **Seitenketten**. Sie werden ebenfalls mit dem Namen aus der homologen Reihe der Alkane versehen, ihre Endung **-an** wird dabei allerdings durch **-yl** ersetzt. Dies zeigt an, dass es sich um Seitenketten handelt. Die Seitenketten werden in alphabetischer Reihenfolge dem Stamm vorangestellt. Damit ergeben sich die Namen der beiden Isomere von C_4H_{10} auf eindeutige und unverwechselbare Weise:

Butan und Methylpropan

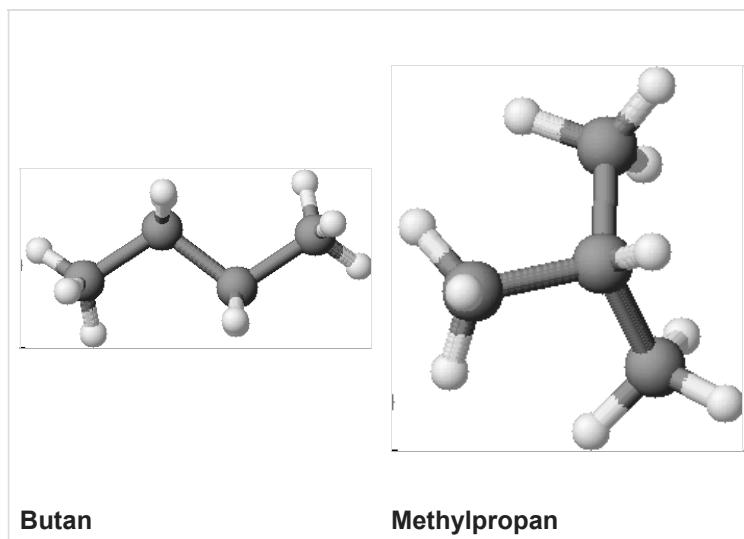
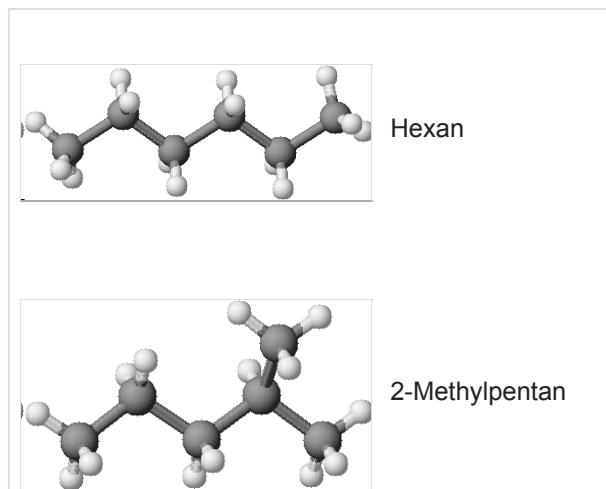
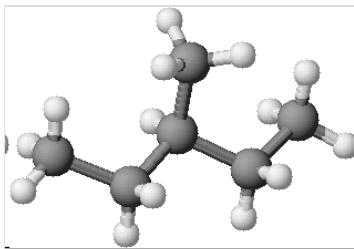


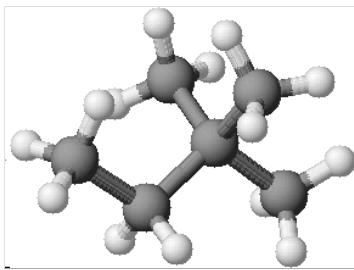
Tabelle 9.1: Die beiden Isomere von C_4H_{10}

Ein weiteres Problem ergibt sich, wenn mehr als eine Seitenkette vorliegt. **In diesem Fall müssen die C-Atome des Stammes, beginnend auf einer Seite, durchnummieriert werden. Es soll so nummeriert werden, dass die Kombinationen der Zahlen der C-Atome des Stammes, an welchen Seitenketten angebracht sind, möglichst kleine Ziffern erhalten.** Identische Seitenketten werden mit griechischen Zahlsilben zusammengefasst: Zwei identische Seitenketten bekommen die Vorsilbe di-, drei tri- etc.. Damit lassen sich die Namen der fünf Isomere von C_6H_{14} eindeutig bestimmen: Hexan, 2-Methylpentan, 3-Methylpentan, 2,2-Dimethylbutan und 2,3-Dimethylbutan

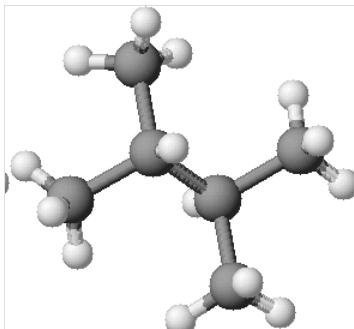




3-Methylpentan



2,2-Dimethylbutan



2,3-Dimethylbutan

Tabelle 9.2: Die fünf Isomere von C₆H₁₄

Alkane können auch ringförmige, geschlossene Strukturen einnehmen. In diesem Fall wird zur Benennung dem Namen die Vorsilbe **Cyclo-** angefügt. Damit lässt sich sofort die Struktur von z. B. Cyclopropan, Cyclobutan oder Cyclopantan erahnen.

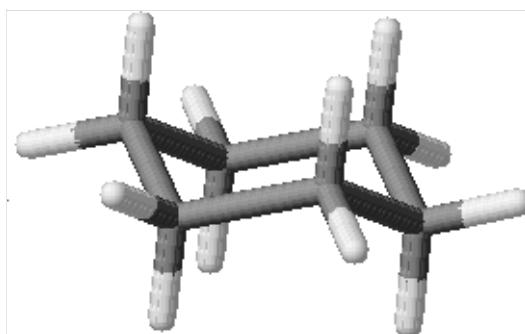


Bild 9.14: Cyclohexan

Die Struktur von Cyclohexan ist besonders wichtig. Die Skelettformel lässt den falschen Schluss zu, das Molekül sei vollkommen flach. Aus geometrischen Gründen ist es aber unmöglich, sechs durch

Einfachbindungen verknüpfte C-Atome in eine Ebene zu bringen. Der [Cyclohexanring](#) weist eine **Chair-Konformation** ('chair': engl. Stuhl) auf: Zwei gegenüberliegende Ecken des Sechseckes liegen ausserhalb der Ebene, **eines darunter, eines darüber**. Die H-Atome in dieser Verbindung können ebenfalls in zwei Kategorien eingeteilt werden: Der eine Teil steht parallel, der andere nahezu senkrecht zu einer fiktiven Achse mitten durch den Ring. **Parallel stehende Wasserstoffatome heissen axiale, senkrecht dazu stehende äquatoriale H-Atome.**

Die Alkene

[Alkene](#), [ungesättigte](#) Kohlenwasserstoffe, weisen mindestens eine Doppelbindung auf. Die Namen der [Alkene](#) leiten sich ab von den Namen der Alkane:
Ethen , Propen :

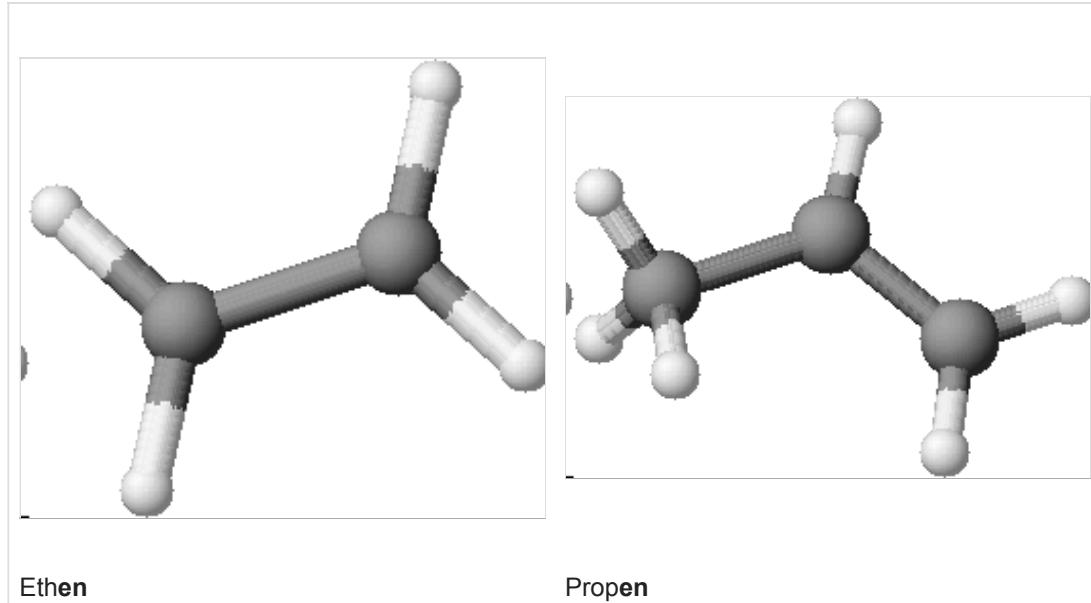
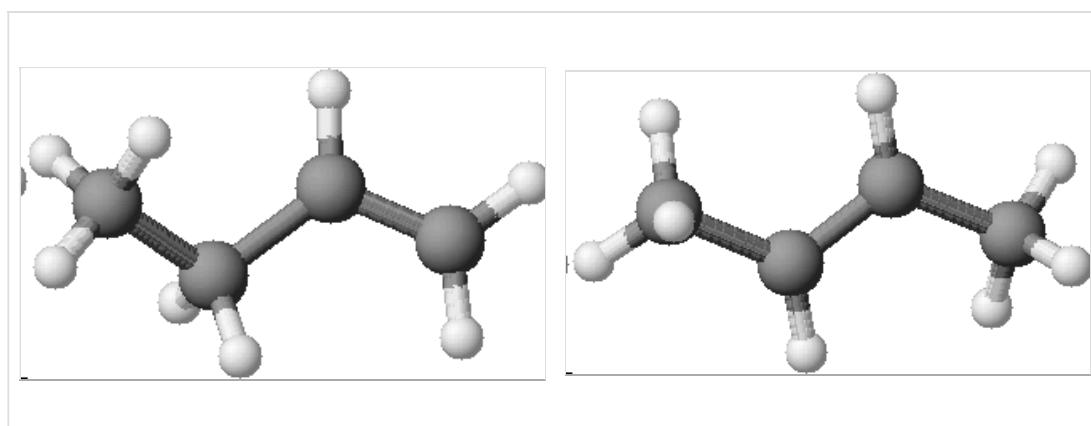


Tabelle 9.3: Ethen und Propen

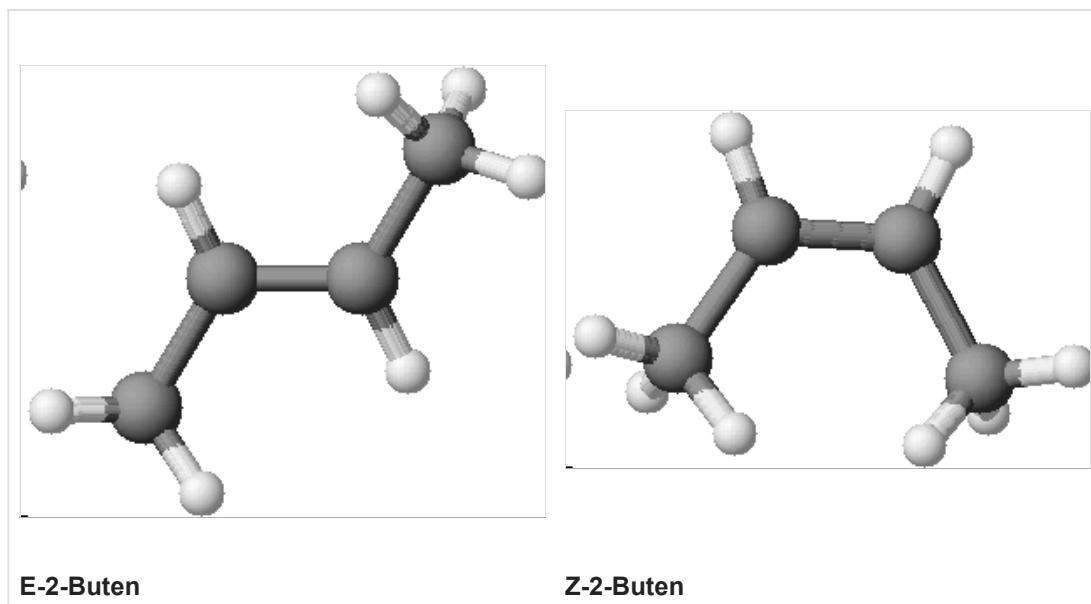
Die Summenformel C_4H_8 lässt zwei Isomere zu. Es sind Butene, die sich durch die Lage der Doppelbindung unterscheiden. Die Nomenklaturregel lautet so, dass der Stamm die längste zusammenhängende Kette ist. Es werden nun aber nicht die Kohlenstoffatome, sondern die Bindungen nummeriert. Es soll mit der Nummerierung so begonnen werden, dass die Doppelbindungen möglichst kleine Ziffern erhalten. Man unterscheidet zwischen

1-Buten und 2-Buten :



1-Buten oder But-1-en**2-Buten oder But-2-en**Tabelle 9.4: 1-Buten und 2-Buten

Untersucht man 2-Buten weiter, findet man **zwei mögliche Anordnungen des Moleküls**: Beim der einen Verbindung sind die beiden endständigen C-Atome (C1 und C4) in der selben Halbebene, bei der anderen nicht. Da keine freie Bewegung um eine Doppelbindung möglich ist, handelt es sich hier um zwei verschiedene Stoffe, die konsequenterweise auch verschiedene Namen haben müssen. Die Orientierung an einer Doppelbindung wird so festgelegt, dass die beiden schwereren Substituenten an den C-Atomen, die die Doppelbindung bilden, entscheiden: Liegen sie in der selben Halbebene, so ist es ein **Z-Isomer**, liegen sie nicht in der selben Halbebene, ist es ein **E-Isomer**. E und Z stammen von entgegen, resp. zusammen.

Tabelle 9.5: E-2-Buten und Z-2-Buten

Lässt man in einer Verbindung mehrere Doppelbindungen zu, wird die Nomenklatur systematisch weitergeführt. Dies kann am einfachen Beispiel Buten gezeigt werden: Wenn die erste und die letzte C-C-Bindung im Molekül eine Doppelbindung ist, lautet sein Name **1,3-Butadien**:

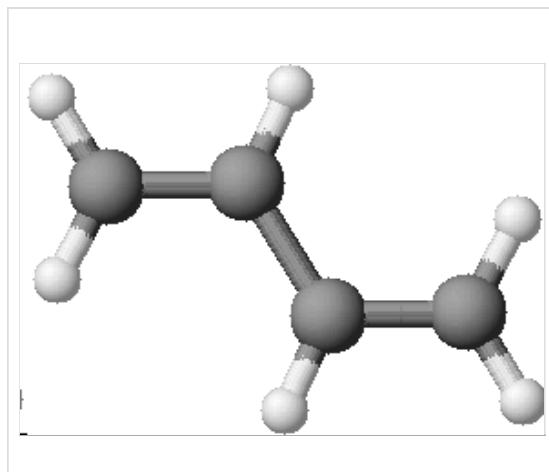
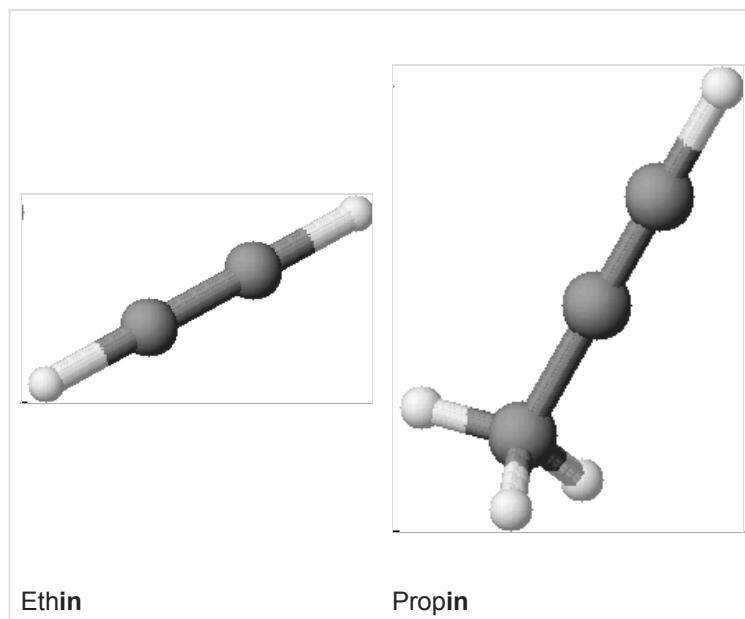


Tabelle 9.6: 1,3-Butadien

Die Vorsilbe **di**- gibt an, dass im Molekül **zwei** Doppelbindungen vorhanden sind.

Die Alkine

Alkine, ungesättigte Kohlenwasserstoffe, weisen **mindestens eine Dreifachbindung** auf. Die Namen der Alkine leiten sich ab von den Namen der Alkane: Ethin, Propin:

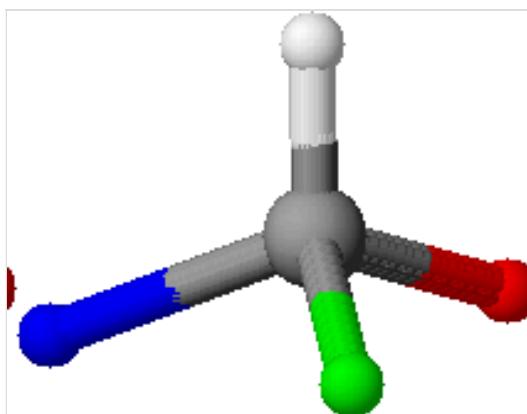
Tabelle 9.7: Ethin und Propin

Alkine können grundsätzlich mehr als eine Dreifachbindung pro Molekül enthalten. Die Nomenklaturregeln gelten analog zu denjenigen der Alkene. In Alkinen sind keine verschiedenen geometrischen Anordnungen der Moleküle möglich.

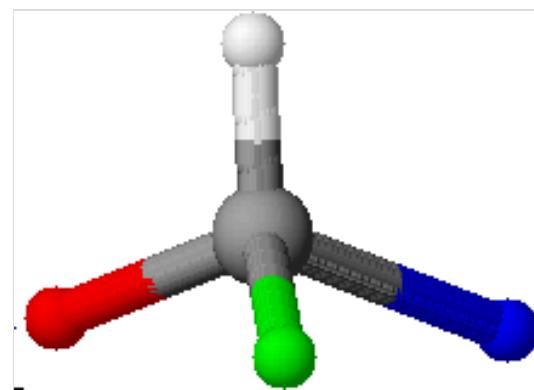
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der Übungsaufgaben.

9.3 Chiralität

Die organische Chemie steckt voller Überraschungen. Eine einfache Verbindung mit der Summenformel CHFCIBr, ein Molekül, das aus insgesamt fünf Atomen besteht, birgt Ungeahntes: **Wird das Molekül räumlich betrachtet, lassen sich zwei unterschiedliche Anordnungen der Atome erkennen**. Es handelt sich dabei um Isomere, allerdings um Isomere, die erst durch die dreidimensionale Betrachtung voneinander



unterschieden werden können. Die beiden Moleküle verhalten sich zueinander wie ein Bild und sein Spiegelbild. Es sind



Spiegelbildisomere oder **Enantiomere**. Der Fachbegriff für ein derartiges Verhalten heißt **Chiralität**. Er leitet sich ab vom griechischen Wort "chiros" (=Hand), denn auch unsere beiden Hände sind spiegelbildlich zueinander.

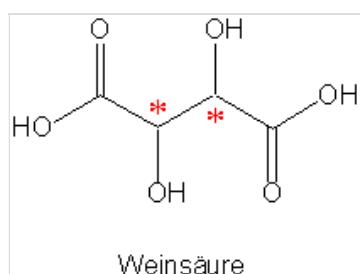


Bild 9.27: Weinsäure

Die **Chiralität** wurde 1848 von **Louis Pasteur** am Molekül Weinsäure entdeckt. Auf den ersten Blick scheint es bedeutungslos zu sein, dass **Weinsäure** in zwei verschiedenen Arten existiert. Für die belebte Natur ist die **Chiralität** jedoch äußerst wichtig: Enzyme sind in der Lage, enantiomere Moleküle voneinander zu unterscheiden. Unsere Nase kann z. B. die Enantiomere von Limonen oder Menthol auseinanderhalten.

Enzyme im Organismus, welche lebensnotwendige Aufgaben erfüllen, unterscheiden Enantiomere voneinander. Nur jeweils ein Enantiomer passt in die enzymatische Nische, wodurch eine Selektion stattfindet. Dies ist sicherlich ein Schutz davor, dass unnatürliche oder unerwünschte Stoffe im Metabolismus umgesetzt werden. Auch bekannte Substanzen wie **Limonen** oder **Menthol** sind chiral.



Pasteur, L.

Bild 9.28: Louis Pasteur

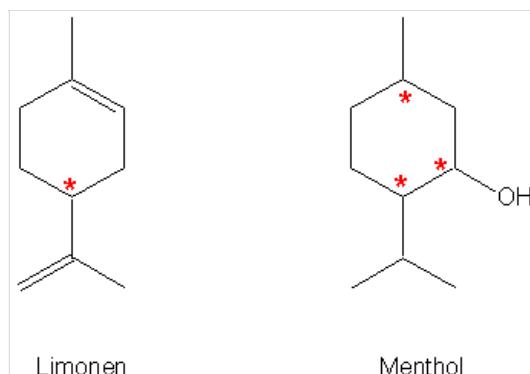


Bild 9.30: Limonen

Das Ganze ist vergleichbar mit dem Schlüssel - Schlüsselloch - Prinzip: Nicht jeder Schlüssel passt zu einem Schlüsselloch, auch wenn die Marke des Herstellers dieselbe ist. Jeder Schlüssel unterscheidet sich von einem anderen durch die Anordnung der angebrachten Bohrungen.

Chiralität tritt nicht bei allen organischen Stoffen auf. Eine notwendige Bedingung ist das Vorhandensein eines chiralen Zentrums, **eines Kohlenstoffatoms mit vier verschiedenen Substituenten**. In natürlichen Stoffen wie **Aminosäuren** oder **Sacchariden** ist diese Bedingung häufig erfüllt, d. h. Aminosäuren wie auch Saccharide sind chirale Stoffe. Von jeder

Verbindung existieren grundsätzlich zwei Moleküle, ein Bild und sein Spiegelbild. Die Natur produziert allerdings in den meisten Fällen nur eines davon.

Wie wichtig es allerdings ist, welches Enantiomere vorliegt, wird an den nachfolgenden Substanzen **Asparagin**, **Contergan** und **Propanolol** gezeigt. Es sind Substanzen die in unserem Alltag z. T. leider unerfreuliche Berühmtheit erlangt haben, wie z. B. das Contergan. Wurde Contergan während der Schwangerschaft eingenommen, kam es beim Nachkommen zu schwersten Missbildungen, Arme und Beine wurden nicht ausgebildet.

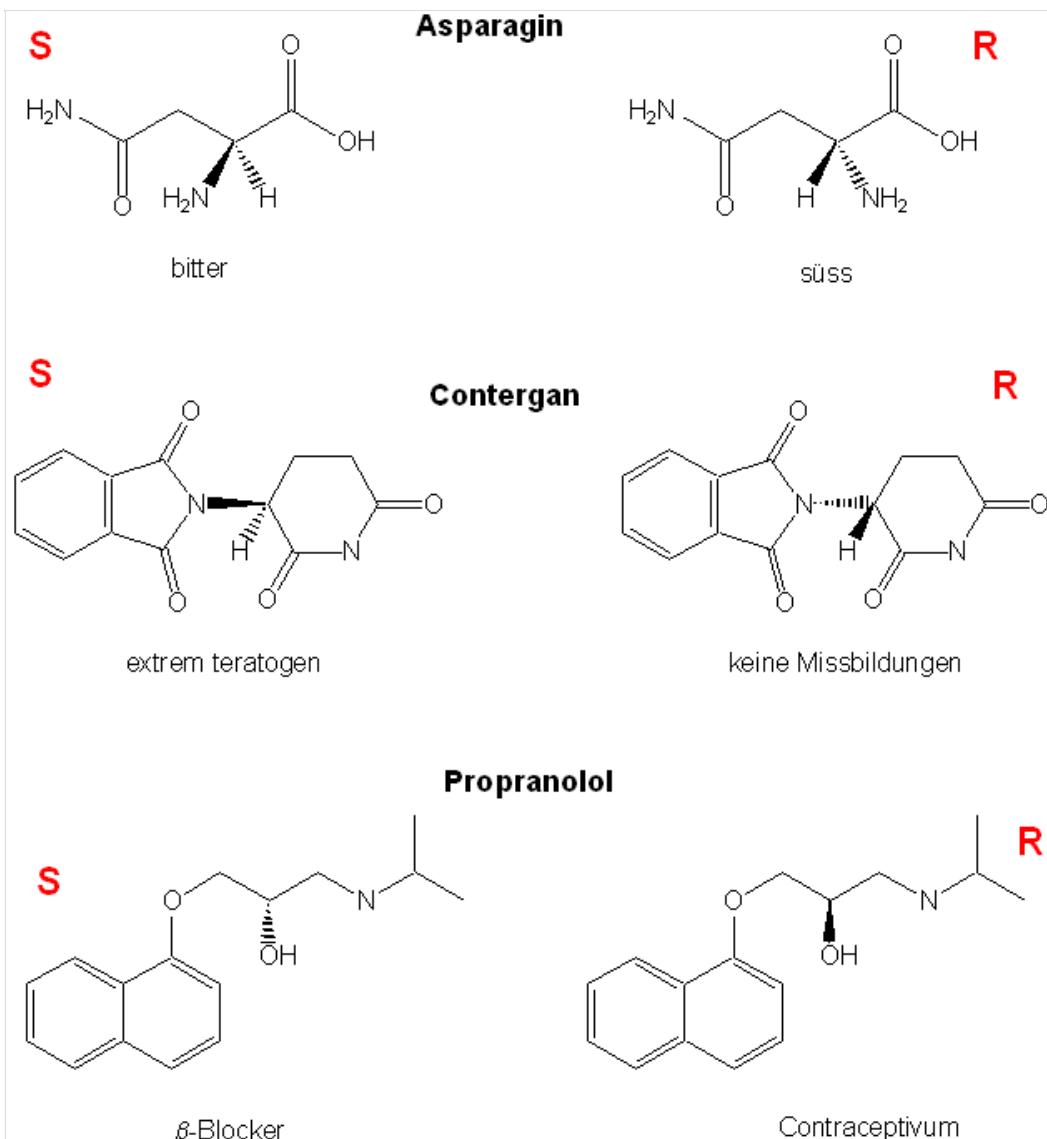


Bild 9.31: Chirale Substanzen

Die Trennung von Enantiomeren ist sehr schwierig. Enantiomere besitzen dieselbe Masse und weisen identische Bindungsverhältnisse auf. Chromatographische Verfahren sind häufig erfolgreich. Sie können allerdings nur dann eingesetzt werden, wenn die stationäre Phase ebenfalls chiral ist.

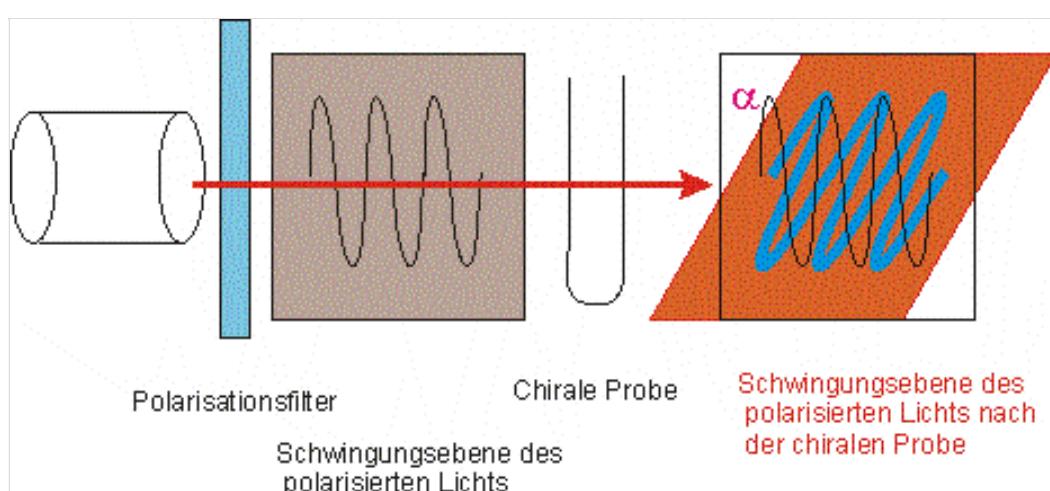


Bild 9.32: Der optische Winkel

Die Unterscheidung von Enantiomeren ist dagegen relativ einfach. Schickt man einen linear polarisierten Lichtstrahl durch eine chirale Probe, wird die Schwingungsebene des polarisierten Lichtes um einen Winkel α gedreht. Der Winkel α ist der **optische Winkel**. Es ist ein Stoffparameter,

an dem jedes Enantiomer einwandfrei identifiziert werden kann. Es ergeben sich lediglich Probleme, wenn eine Substanz mehrere chirale Zentren enthält und sich dadurch die einzelnen optischen Winkel addieren. Während ein Enantiomer die Schwingungsebene des polarisierten Lichtes in die (+) - Richtung dreht, dreht es das andere in die (-) - Richtung. Liegt in der untersuchten Substanz ein Gemisch zweier Enantiomere vor, so wird ein optischer Winkel gemessen, der der Zusammensetzung des Gemisches entspricht. In racemischen Gemischen, in welchen die beiden Enantiomere im Verhältnis 1:1 enthalten sind, wird keine Auslenkung der Schwingungsebene des polarisierten Lichtes beobachtet.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 2 der Übungsaufgaben.

Die absolute Konfiguration

Mit der absoluten Konfiguration wird die Orientierung eines Chiralitätszentrums eindeutig beschrieben. Damit können Enantiomere auch auf Grund eines simplen Zusatzes zum Namen - R oder S - sicher voneinander unterschieden werden. Die Vorgehensweise wie die absolute Konfiguration bestimmt werden kann, ist einfach. Sie wird anhand des Beispiels der Milchsäure erläutert:

Milchsäure ist ein chirales Moleköl von dem die beiden Enantiomere (A) und (B) existieren.

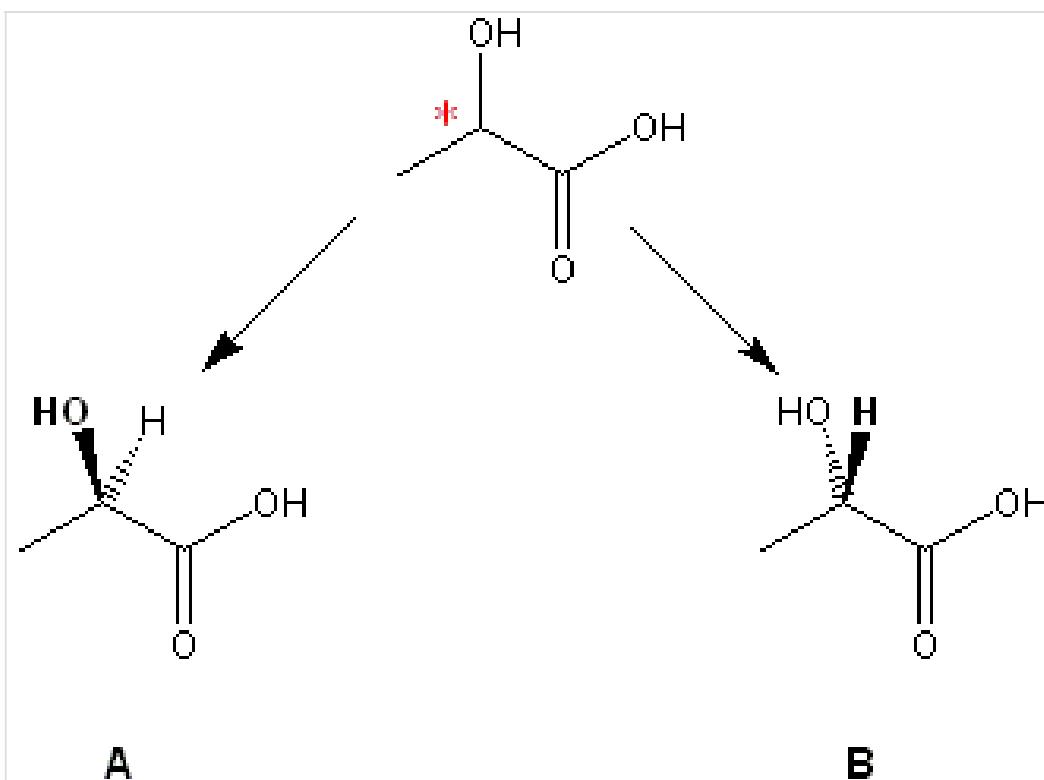


Bild 9.33: Milchsäure

Es ist wichtig vor Beginn der Bestimmung die Enantiomere richtig zu orientieren. Der **leichteste Substituent am Chiralitätszentrum soll dem Betrachter abgeneigt (nach hinten) orientiert** sein. Im vorliegenden Fall ist es das Wasserstoffatom, d. h. das Enantiomer B muss um 180° gedreht werden.

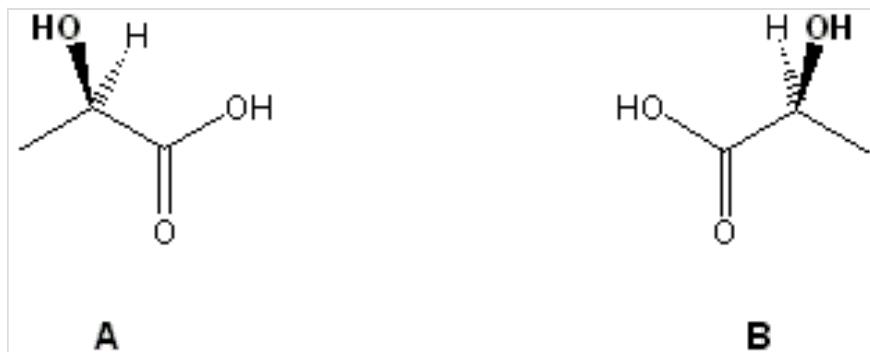


Bild 9.34: Milchsäure

Die drei verbleibenden, also die drei schwereren Substituenten am Chiralitätszentrum werden nun nach Priorität geordnet. Der Substituent mit der höchsten Priorität erhält dabei die Ziffer 1, der nächste die Ziffer 2 und schliesslich der letzte Substituent dieser verbleibenden drei die Ziffer 3.

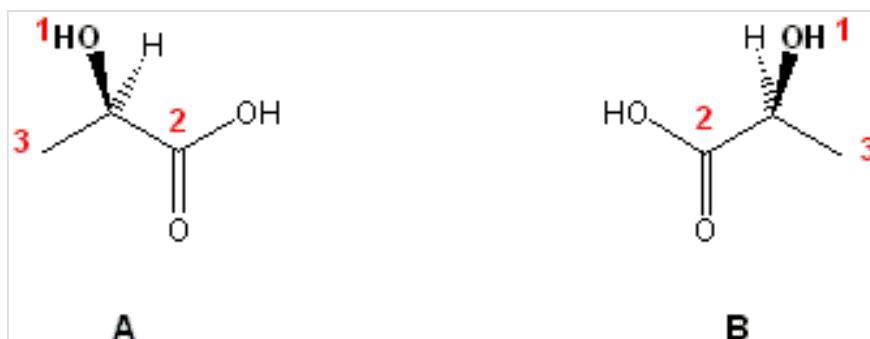


Bild 9.35: Milchsäure

Um die Reihenfolge der Priorität richtig fest zu legen wird oft wie folgt verfahren: Man stellt das Chiralitätszentrum in den Mittelpunkt eines Kreises. Die direkt an das Chiralitätszentrum gebundenen Atome werden gemäss der vorhandenen Geometrie des Enantiomers auf den Kreis übertragen. Der nach hinten gerichtete, leichteste Substituent wird weg gelassen.

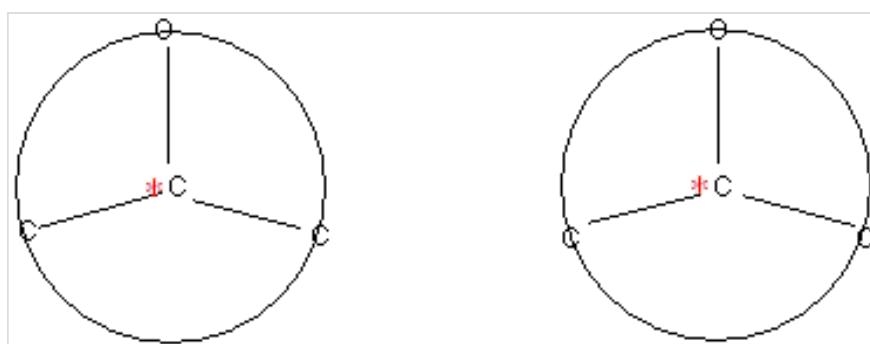


Bild 9.36: Milchsäure

Die Priorität der Substituenten wird nun nach deren Masse festgelegt. Das Sauerstoffatom mit einer Masse von 16 u hat die grössere Masse als die Kohlenstoffatome mit einer Masse von 12 u und erhält daher die

Ziffer 1. Da sich die Massen der Kohlenstoffatome nicht unterscheiden, müssen ihre weiteren Bindungspartner auf einem nächsten Kreis (Sphäre) betrachtet werden.

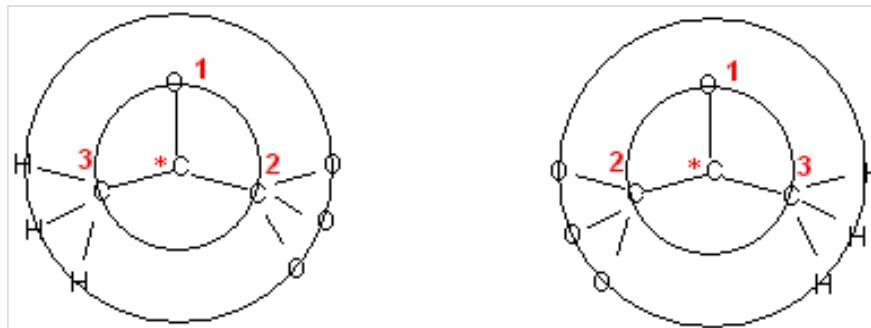


Bild 9.37: Milchsäure

Auch hier wird eine Reihenfolge der Priorität auf Grund der vorliegenden Massen vorgenommen, wobei ausschliesslich die Massen der Substituenten in jeweils einer Sphäre miteinander verglichen werden dürfen. Liegt wie im gezeigten Fall eine Doppelbindung vor, so wird sie in der sphärischen Abbildung dargestellt als zwei einfache Bindungen zu ein und demselben Atom. Für unser Beispiel ist die Zuordnung der Ziffern 2 und 3 nun eindeutig. Falls auch in der zweiten Sphäre keine Unterscheidung der Massen möglich wäre müsste eine dritte, vierteâ€¢ Sphäre gezeichnet werden, bis ein Unterschied ersichtlich ist. Falls sich kein Unterschied ergibt, ist ein Fehler unterlaufen, oder das vermeintliche Chiralitätszentrum ist gar kein Chiralitätszentrum.

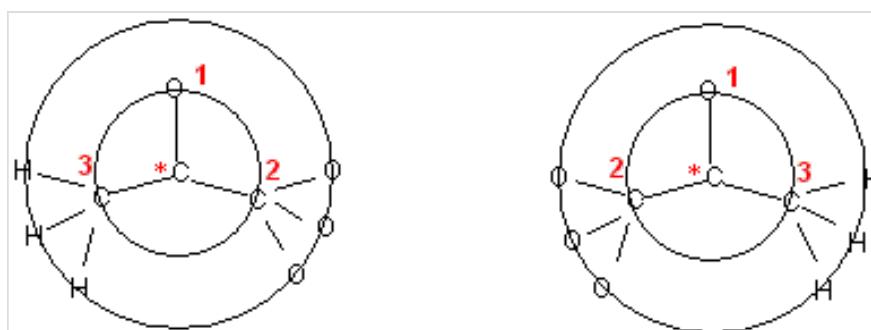


Bild 9.38: Milchsäure

Damit kann man zurückgehen zur ursprünglichen Darstellung und die Ziffern übernehmen.

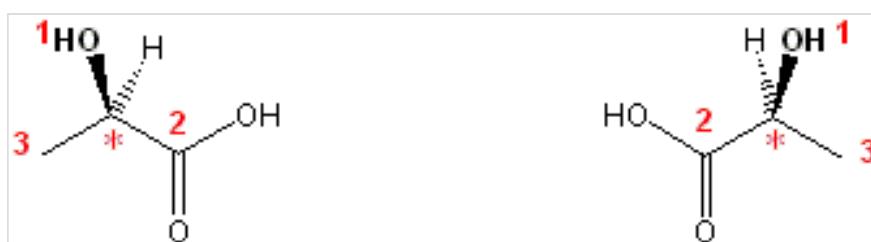


Bild 9.39: Milchsäure

Der letzte Schritt in der Bestimmung der absoluten Konfiguration ist nun die Bestimmung der Drehrichtung. Folgt man den Ziffern von 1 nach 2 nach 3 führen sie entweder im Uhrzeiger- oder im Gegenuhrzeigersinn um das Chiralitätszentrum herum. **Eine Drehung im Uhrzeigersinn erhält den Buchstaben R (rectus, rechts), eine Drehung im Gegenuhrzeigersinn den Buchstaben S (sinister, links).**

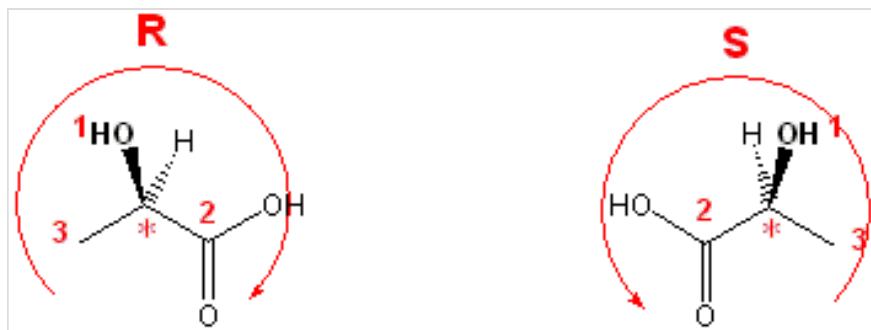


Bild 9.40: Milchsäure

Damit ist die absolute Bezeichnung der Enantiomere abgeschlossen. Die Bezeichnung der absoluten Konfiguration wird in den systematischen Namen des Moleküls eingefügt, womit auch Enantiomere in der Nomenklatur unterschieden werden können. Falls mehrere Chiralitätszentren vorliegen, muss die Prozedur für jedes einzelne durchgespielt werden. Das ergibt für die beiden vorliegenden Moleküle A und B die Namen

A: (R)-Milchsäure oder (2R)-2-Hydroxypropionsäure

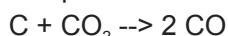
B: (S)-Milchsäure oder (2S)-2-Hydroxypropionsäure

Überprüfen Sie Ihr Wissen. Lösen Sie die Aufgabe 3 der [Übungsaufgaben](#).

9.4 Organische Reaktionen

1. Verbrennungsreaktionen

Alle Kohlenwasserstoffe sind brennbar. Bei einer vollständigen Verbrennung reagieren sie zu Kohlendioxid und Wasser. Aus dem Alltag ist allerdings bekannt, dass bei unvollständiger Verbrennung häufig auch Russ entstehen kann, vor allem bei der Verbrennung von längerkettigen Kohlenwasserstoffen, z. B. bei der Verbrennung von Kerzenwachs. Bei hohen Verbrennungstemperaturen entsteht neben Kohlendioxid auch Kohlenmonoxid. Zwischen den beiden Stoffen besteht ein dynamisches Gleichgewicht, das sich bei hohen Temperaturen auf die Seite des Kohlenmonoxid verschiebt:



2. Die Reaktionen mit Brom

Die Reaktion von Alkanen mit Brom verläuft recht langsam. Hexan oder andere flüssige Alkane verfärben sich durch die Zugabe von Brom erst orange und nach einiger Zeit gelblich. Schliesslich werden die Lösungen farblos und klar. Im Gasraum über dem Reaktionsgemisch können Stoffe nachgewiesen werden, die saure Lösungen erzeugen. Verhindert man den Zutritt von Sonnenlicht zur Reaktion, tritt keine Reaktion ein. Das Sonnenlicht wird benötigt, um die Brommoleküle zu **Bromradikalen** zu spalten. Die Bromradikale greifen das Alkan an, wobei eine Kohlenstoff-Brom-Bindung geknüpft und eine Kohlenstoff-Wasserstoff-Bindung gebrochen wird. Die Reaktionsprodukte sind bromierte Alkane und Bromwasserstoff, welcher als Gas

entweicht. Da Bromradikale sehr reaktionsfreudige Stoffe sind, sind die Bromatome im Reaktionsprodukt willkürlich verteilt. Mehrfachbromierungen am selben Alkan sind möglich. Da ein Wasserstoffatom durch ein Bromatom ersetzt wird, nennt man diese Reaktion [Substitutionsreaktion](#). Substitutionsreaktionen, es sind eigentlich [Redoxreaktionen](#), sind typisch für Alkane.

Bromierung

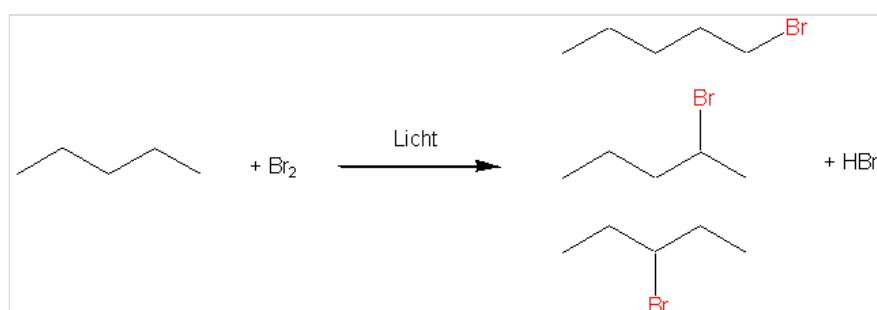


Bild 9.41: Die Bromierung eines Alkans

reduziert. Bei der Reaktion mit Brom bilden beide Kohlenstoffatome der Doppelbindung je eine Bindung zu einem der beiden Bromatome aus. Aus der Doppelbindung wird eine Einfachbindung. Das Reaktionsprodukt ist ein doppelt bromiertes Alkan. Da Brom vom Alken vollständig aufgenommen wird, ohne Nebenprodukte zu bilden, nennt man diese Reaktion **Additionsreaktion**.

[Additionsreaktionen](#), es sind eigentlich Redoxreaktionen, sind typisch für Alkene.

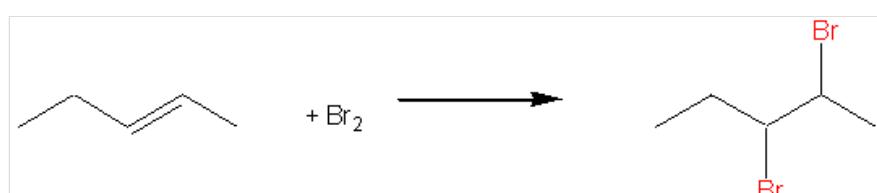


Bild 9.42: Die Bromierung eines Alkens

bleibt über Tage bestehen. Benzol gehört in eine besondere Klasse der Kohlenwasserstoffe. Das Molekül mit der Summenformel C_6H_6 hat eine ringförmige Struktur und ist völlig planar.

Alle Bindungslängen sind identisch, sie liegen mit 139 pm zwischen den Bindungslängen für Doppelbindungen (135 pm) und Einfachbindungen (154 pm). Die sechs Elektronen, die die drei Doppelbindungen bilden, sind [delokalisiert](#) d. h. es bildet sich über das ganze Molekül ein Elektronensee. Diese spezielle elektronische Anordnung ergibt insgesamt einen energiearmen Zustand, der dazu führt dass Benzol, wie auch andere analog aufgebaute Verbindungen sehr reaktionsträge sind. Ringförmige Moleküle, welche über eine ungerade Anzahl alternierender Doppelbindungen verfügen, heißen [Aromaten](#) oder [aromatische Verbindungen](#). Sie sind planar und müssen unter drastischeren Bedingungen, meist mit Hilfe von Katalysatoren zur Reaktion gebracht werden. Die bekanntesten aromatischen Verbindungen sind neben

Die Reaktion von Alkenen mit Brom verläuft recht heftig. Ein Tropfen Brom, der in ein flüssiges Alken fällt, erzeugt ein deutlich hörbares Geräusch, wobei die braunrote Farbe sofort verschwindet. **Die reaktiven Stellen der Alkene sind die Doppelbindungen.** Sie werden häufig zu Einfachbindungen



Kékulé v. S., F. A.

Bild 9.43: August Kekulé von Stradonitz

Benzol, [Naphthalin](#) (Mottenkugeln), oder substituierte Benzole wie [Anilin](#) oder [Benzoesäure](#). Die mesomere Struktur von Benzol wurde von [August Kekulé von Stradonitz](#)

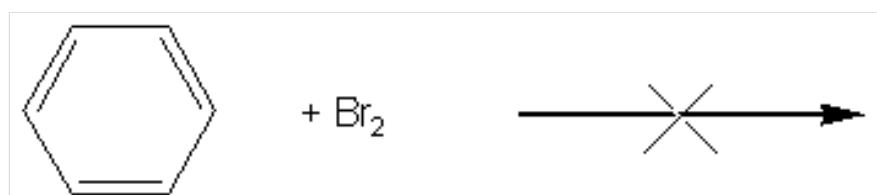


Bild 9.44: Die Bromierung von Benzol

erstmals postuliert. Einer Geschichte zur Folge sind

Kekulé in einem Traum sechs Affen erschienen, die sich "benzolartig" anordneten, was ihm verhalf die Struktur zu ersinnen.

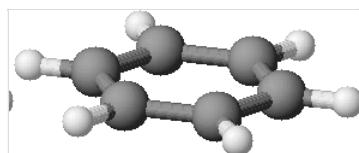


Bild 9.45: Benzol

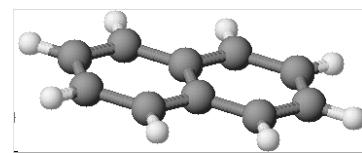


Bild 9.46: Naphthalin



Bild 9.47: Aromatische Kohlenwasserstoffe

3. Die Reaktionen mit HCl

Versetzt man ein Alken mit HCl, findet eine Additionsreaktion statt. Die Doppelbindung wird reduziert zu einer Einfachbindung und die beiden an der Doppelbindung beteiligten Kohlenstoffatome bilden eine Bindung zum Wasserstoff- resp. Chloratom aus. Ist das Alken, welches die Reaktion eingeht asymmetrisch aufgebaut, können mehrere Isomere als Produkte entstehen. Als Beispiel sei die Reaktion von 2-Methyl-2-butene mit HCl aufgeführt:

Grundsätzlich sind beide möglichen Isomere, 2-Chlor-2-methylbutan und 2-Chlor-3-methylbutan als Produkte denkbar. In der Praxis ist das eine Produkt allerdings weitaus häufiger im Produktempfänger als das andere. In einer Reihe von Versuchen konnte der russische Chemiker Vladimir Vasilevich Markownikoff zeigen, dass die beobachtete Produkterverteilung eine Systematik aufweist. Die daraus abgeleitete Regel wird heute noch nach ihm benannt:

Regel von Markownikoff: Addiert ein asymmetrisch gebautes Alken HCl, so findet sich im Produkt das addierte Wasserstoffatom an demjenigen Kohlenstoffatom, welches vor der Reaktion durch mehr Wasserstoffatome substituiert war.

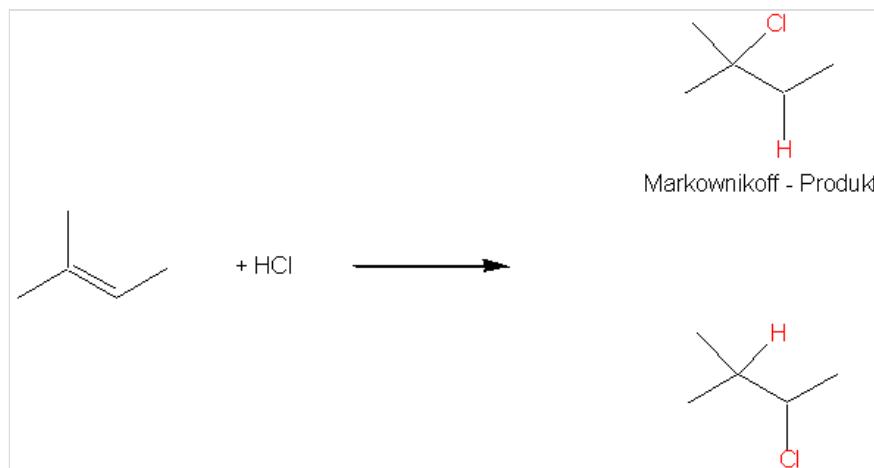


Bild 9.48: Regel von Markownikoff

Diese Regel konnte durch spätere Versuche und Berechnungen bestätigt werden. Sie kann bei den meisten Alkenen angewendet werden, deren Kohlenstoffatome, die die Doppelbindung bilden nicht gleich viele Wasserstoffatome als Substituenten besitzen. Die Kenntnis dieser Regel kann für die Planung einer Synthese von grossem Nutzen sein: Man kann gezielt auf ein gewünschtes Produkt

hinarbeiten. Bei Veränderungen der Reaktionsbedingungen können auch Antimarkownikoff-Produkte (umgekehrtes Isomerenverhältnis) gezielt hergestellt werden.

4. Die Oxidation mit Permanganat

Unterschichtet man ein Alken mit einer leicht basischen Lösung von Kaliumpermanganat, zeigt sich an der Berührungsfläche der beiden Lösungen eine Verfärbung der intensiv violetten Permanganatlösung zu einem gelbbraun. Die Verfärbung deutet auf das Verschwinden der Permanganationen (MnO_4^-) und das Entstehen von Braunstein (MnO_2) hin. Es lässt sich daraus ableiten, dass das Alken eine Reaktion eingegangen ist. Die Reaktion von Alkenen mit Permanganat erzeugt Produkte, bei denen auf beide Kohlenstoffatome, die die Doppelbindung bilden je eine OH-Gruppe übertragen wird. Die Reaktion ist eine Additionsreaktion jedoch genauso eine Redoxreaktion. Das Element Mangan wird dabei reduziert, die beiden Kohlenstoffatome auf die die OH-Gruppen übertragen werden, oxidiert.

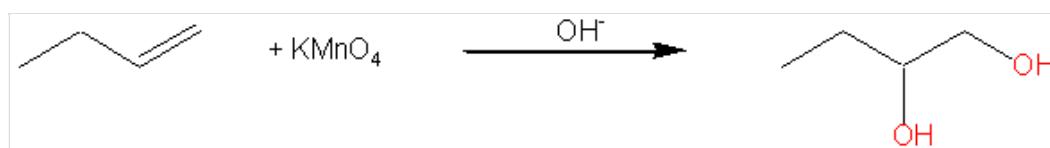


Bild 9.49: Die Oxidation mit Permanganat

5. Veresterungen

Veresterungen sind organische Reaktionen, die auch in der Natur häufig eintreten. Ein Alkohol reagiert mit einer Carbonsäure, wobei sich ein **Ester** bildet und Wasser als Nebenprodukt entsteht. Ester sind wassersunlösliche, meist intensiv riechende Substanzen. Die Estersynthese ist Säure katalysiert und umkehrbar, d. h. es ist eine Gleichgewichtsreaktion. Die Umkehrung, die Reaktion, die aus einem Ester Carbonsäure und Alkohol produziert, heisst **Verseifung**.

In der Natur werden Ester als Lockstoffe für Insekten oder Aromastoffe in Früchten produziert. Die chemische Industrie produziert einen Teil der Ester als Zusatzstoffe für Lebensmittel oder als Riechstoffe für Haushaltchemikalien.



Bild 9.50: Die Veresterungsreaktion

6. Die Hydrierung

Die **Hydrierung** ist auf dem Papier ganz einfach darzustellen. Es ist die Reaktion von ungesättigten Verbindungen mit Wasserstoff. In der Regel resultieren daraus gesättigte Kohlenwasserstoffe, Alkane. Die Bedingungen unter denen diese Reaktionen durchgeführt werden müssen, sind allerdings enorm. Für die Hydrierung eines Alkens werden meist mehrere atmosphären Druck und hohe Temperaturen benötigt.



Bild 9.51: Die Hydrierung

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 4 der Übungsaufgaben.

9.5 Funktionelle Gruppen

Die Vielfalt organischer Substanzen ist enorm. Aus diesem Grund ist es notwendig, sie systematisch zu benennen. Es ist aber auch sinnvoll, die organischen Stoffe zu klassifizieren. In welche organische **Stoffklasse** eine Verbindung eingeteilt wird, hängt davon ab, welche Bindungsverhältnisse vorliegen und ob sich Fremdatome in der Verbindung befinden. Entsprechend werden, um den funktionellen Gruppen Rechnung zu tragen **Gruppenformeln** geschrieben, um die Besonderheiten der Verbindungen hervorzuheben:

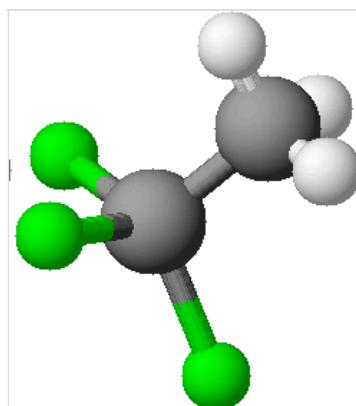
1. Kohlenwasserstoffe

Kohlenwasserstoffe enthalten ausschliesslich die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff. Man unterscheidet zwischen

- Alkanen
- Alkenen
- Alkinen
- Aromaten

auf Grund der Bindungsverhältnisse.

2. Halogenierte Kohlenwasserstoffe



Halogenierte Kohlenwasserstoffe enthalten mindestens ein **Halogenatom** (Fluor, Chlor, Brom, Iod). Sie können leicht aus Kohlenwasserstoffen in der **Reaktion mit Halogenen** hergestellt werden. **Halogenierte Kohlenwasserstoffe** sind sehr häufig Lösungsmittel, z. T. Narkotika, Brandlöscher oder Kühlmittel.

Bild 9.52: 1,1,1-Trichlorethan

3. Alkohole

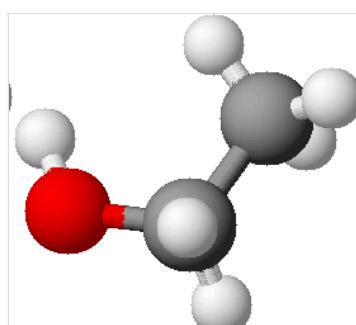


Bild 9.53: Ethanol

Alkohole zeichnen sich aus durch eine **OH-Gruppe**. Häufig verwendet man die abgekürzte Schreibweise R-OH. Für die Benennung der Alkohole kann auf die Namen der Alkane zurückgegriffen werden:

- CH_3OH
Methanol
- $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
Ethanol
- $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$
Propanol

Alkohole mit relativ kleiner Kohlenstoffzahl sind mit Wasser mischbar. Ethanol, Trinkalkohol, lässt sich z. B. in fast jedem beliebigen Verhältnis mit Wasser mischen.

4. Amine

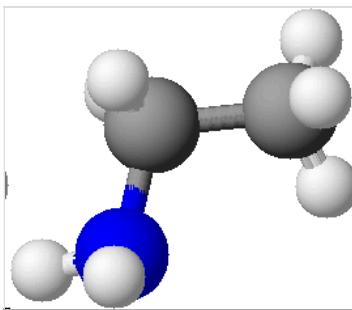


Bild 9.54: Ein Amin

Amine zeichnen sich aus durch eine **NH₂**-Gruppe. Analog findet man häufig die abgekürzte Schreibweise R-NH₂. Für die Benennung der Amine kann auf die Namen der Alkane zurückgegriffen werden:

- CH₃NH₂
Methylamin
- C₂H₅NH₂
Ethylamin
- C₆H₅NH₂
Anilin, Phenylamin

Amine besitzen meistens einen starken, unangenehmen Geruch. Es sind häufig reaktionsfähige Substanzen, die als solche im Alltag kaum anzutreffen sind.

5. Carbonsäuren

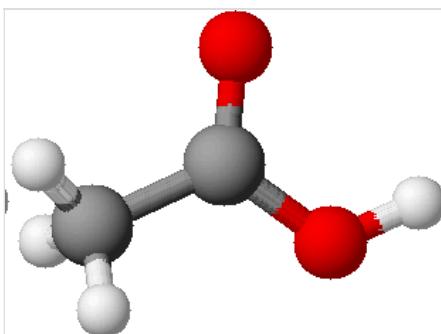


Bild 9.55: Essigsäure

Carbonsäuren zeichnen sich aus durch eine **COOH**-Gruppe. Häufig verwendet man die abgekürzte Schreibweise R-COOH. Für die Benennung der Carbonsäuren kann auf die Namen der Alkane zurückgegriffen werden:

- HCOOH
Methansäure oder Ameisensäure
- CH₃COOH
Ethansäure oder Essigsäure
- C₂H₅COOH
Propansäure oder Propionsäure
- C₆H₅COOH
Benzoesäure

Carbonsäuren mit einer geringen Anzahl Kohlenstoffatome sind wasserlöslich. Im Alltag treffen wir sie z. T. an: Essigsäure ist ein Bestandteil des Speiseessigs, Benzoesäure wird als Konservierungsmittel einigen Nahrungsmitteln zugegeben (E210).

Carbonsäuren sind **Brönsted-Säuren**. Sie können das Wasserstoffatom der COOH-Gruppe als Proton abspalten. Es sind allerdings in der Regel keine sehr starken Säuren.

6. Ester

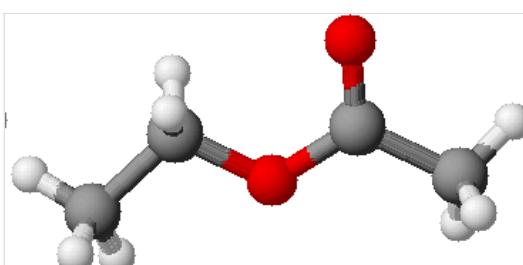


Bild 9.56: Ein Ester

Ester, auch **Carbonsäureester**, zeichnen sich aus durch eine **COOR**-Gruppe, wobei R kein Wasserstoff-Atom sein darf. Häufig verwendet man die abgekürzte Schreibweise R₁-COO-R₂. Für die Benennung der Ester kann auf die Namen der Carbonsäuren resp. der Alkohole zurückgegriffen werden:

- CH₃COOCH₃
Essigsäuremethylester
- CH₃COOC₂H₅
Essigsäureethylester

Ester sind **wasserunlösliche Verbindungen**. Sie werden als Duft- oder Zusatzstoffe in alltäglichen Produkten verwendet. Essigsäureethylester ist in Pinselreinigern enthalten, der Wirkstoff **Aspirin** selbst ist ein

Ester.

Die aufgeführten Klassen organischer Verbindungen stellen nur einen ausgewählten Teil dar, der allerdings für die weiteren Betrachtungen notwendig ist. Die Regeln der organischen Nomenklatur können auch für diese Stoffe angewendet werden.

9.6 Lipide und Seifen

Glyceride

Der Begriff "Lipid" ist ein Überbegriff über Stoffe, die im Alltag als Fette (Bratfett) oder Öle (Olivenöl, Rapsöl) bezeichnet werden. Fette und Öle sind, aus chemischer Sicht betrachtet, identische Stoffe. Eine Unterscheidung bietet lediglich ihr Aggregatzustand bei Zimmertemperatur: Fette sind Festkörper, Öle sind Flüssigkeiten. So gesehen sind Fette feste Öle, resp. Öle flüssige Fette.

Lipide sind hydrophobe, wasserabweisende Stoffe. Jeder kennt die Fettaugen, die eine ölige Bouillon oder ein spritzer Olivenöl im Wasser erzeugt. Erst durch die Zugabe von Hilfsstoffen (Emulgatoren) können für eine begrenzte Zeit heterogene Gemische (Emulsionen) produziert werden.

Der Begriff "Öl" wird auch in der Petrochemie verwendet. Heiz-, Diesel- und Schmieröle sind Gemische langkettiger Kohlenwasserstoffe, sie haben außer dem Namen nichts Gemeinsames mit Lipiden.

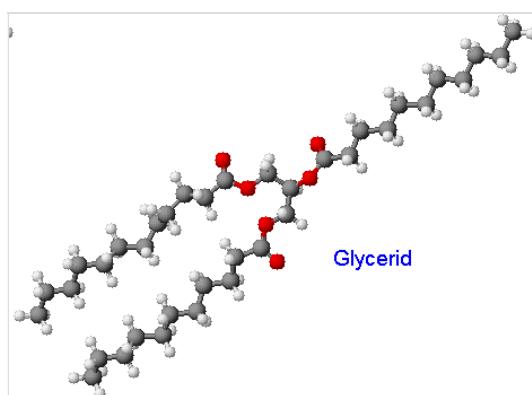


Bild 9.57: Ein Glycerid

Lipide sind **Ester**.
Es sind allerdings
keine willkürlich

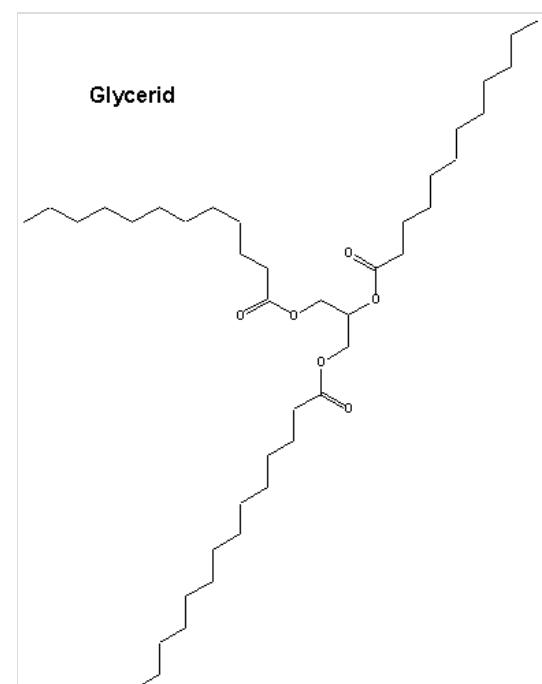


Bild 9.58: Die Skelettformel eines Glycerids

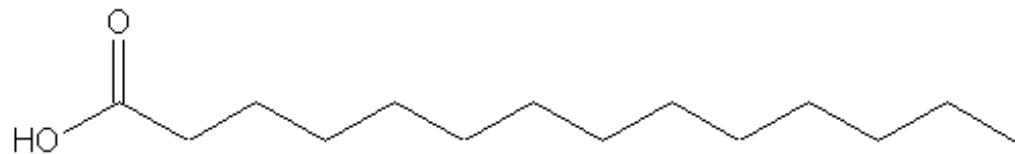
zusammengesetzten Ester, sondern sowohl die Carbonsäuren wie auch der Alkohol, aus denen die Lipide hervorgehen sind in natürlichen Lipiden immer die selben. Die veresterten Carbonsäuren sind Fettsäuren, d.h. sie besitzen eine gerade Anzahl und mehr als zehn Kohlenstoffatome und sind unverzweigt. Einige Fettsäuren sind ungesättigt, d. h. sie weisen einige wenige Doppelbindungen auf, welche in natürlichen Fettsäuren stets Z-orientiert sind. Der Alkohol, mit welchem die Fettsäuren verestert sind, ist Glycerin. Glycerin ist ein kleines Molekül, 1,2,3-Propantriol, welches drei Alkoholfunktionen aufweist. Lipide werden somit z. T. auch als Glyceride bezeichnet. Glyceride sind die **Tri-Ester von Glycerin mit Fettsäuren**.

Gesättigte Fettsäuren

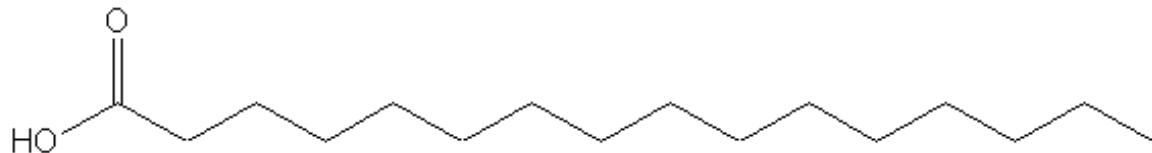
Laurinsäure
 $C_{11}H_{23}COOH$



Myristinsäure
 $C_{13}H_{27}COOH$



Palmittinsäure
 $C_{15}H_{31}COOH$



Stearinsäure
 $C_{17}H_{35}COOH$



Bild 9.60: Gesättigte Fettsäuren

Laurinsäure $C_{11}H_{23}COOH$ [\[PDF\]](#)

Myristinsäure $C_{13}H_{27}COOH$ [\[PDF\]](#)

Palmittinsäure $C_{15}H_{31}COOH$ [\[PDF\]](#)

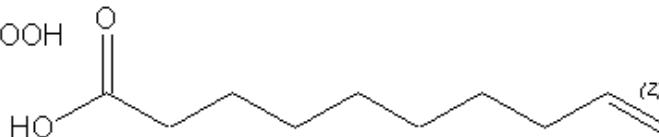
Stearinsäure $C_{17}H_{35}COOH$ [\[PDF\]](#)

Tabelle 9.8: Gesättigte Fettsäuren

Ungesättigte Fettsäuren

Ölsäure

$C_{17}H_{33}COOH$



Linolsäure

$C_{17}H_{31}COOH$

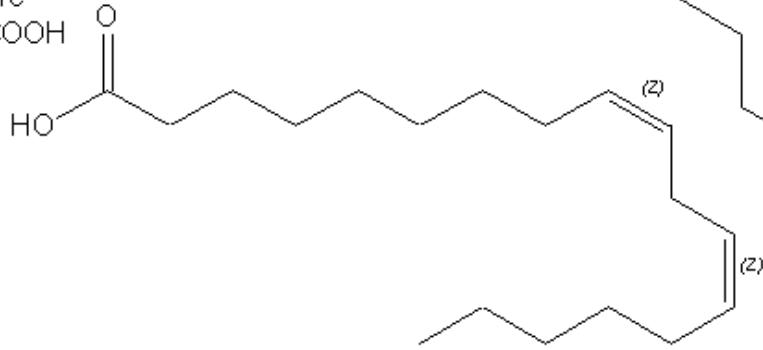


Bild 9.65: Ungesättigte Fettsäuren

Ölsäure $C_{17}H_{33}COOH$ [\[PDF\]](#)

Linolsäure $C_{17}H_{31}COOH$ [\[PDF\]](#)

Tabelle 9.9: Ungesättigte Fettsäuren

Fette werden sowohl von Pflanzen, wie auch von Tieren produziert. Sie dienen als Energiespeicher, Isolatoren und als „Knautschzone“ gegen mechanische Beanspruchung. Das grösste zusammenhängende Fettpolster in einem menschlichen Körper befindet sich in der Nierengegend. Es schützt die Nieren und die umliegenden Organe vor Kälte. Die dünne Fettschicht unter der Haut lässt sich leicht mit zwei Fingern greifen. Sie isoliert unseren Körper und schützt vor einem grossen Wärmeverlust.

Natürliche Fette sind Stoffgemische, keine reinen Stoffe. Es sind Gemische verschiedener Glyceride. Rein statistisch kann jede Alkoholfunktion des Glycerins mit einer beliebigen Fettsäure verestert werden, woraus sich die verschiedenen Stoffe ergeben. Da Fette keine reinen Stoffe sind, besitzen sie auch keinen exakten Schmelz- oder Siedepunkt. Fette schmelzen über einen Temperaturbereich, dem Schmelzbereich.

In Ernährungsschriften wird häufig auf Fette mit ungesättigten Fettsäuren aufmerksam gemacht. Sie sollen gesünder und lebensnotwendig sein. Tatsächlich lässt sich generell aussagen, dass die Fette pflanzlichen Ursprungs meistens mehr Glyceride aufweisen, deren Fettsäuren ungesättigt sind. Diese Glyceride sind ohne Frage essentiell, allerdings können gesundheitliche Folgen bei deren Fehlen nur sehr schwer abgeschätzt oder gar wissenschaftlich bestätigt werden. Bei verschiedenen Krankheiten, z. B. Multiple Sklerose, wird auf die heilsame Kraft von pflanzlichen Fetten hingewiesen und entsprechende Diäten verordnet.

Um herauszufinden, wie viele ungesättigte Fettsäuren in einem Glycerid vorhanden sind, verwendet man eine einfache Reaktion. Analog zur Bromierung von Alkenen nützt man die Reaktionsfähigkeit der Doppelbindungen aus: Man versetzt eine definierte Menge des Glycerids mit einer Iodlösung bekannter Konzentration. Iod wird an die Doppelbindungen addiert, was zu einer Entfärbung führt. Je mehr Iodlösung vom Glycerid entfärbt wird, desto mehr Doppelbindungen enthält es. Die so ermittelte „Qualität“ des Fettes ist die Iodzahl. Glyceride mit hohen Iodzahlen enthalten mehr ungesättigte Fettsäuren als Glyceride mit niedriger Iodzahl.

Beispiele von Iodzahlen:

Kokosfett	8 - 10
Butter	30 - 40
Schweineschmalz	50 - 60
Olivenöl	80 - 90
Rapsöl	90 - 100
Lebertran	120 - 190

Tabelle 9.10: Iodzahlen

Einige Fette werden gehärtet. Die Fetthärtung ist ein Prozess, bei dem ungesättigte Fettsäuren mit Wasserstoff zur Reaktion gebracht werden und gesättigte Fette entstehen. Gehärtete Fette sind in der Regel streichfähiger als ungehärtete (ungesättigte) Fette.

Phospholipide

Phospholipide

sind Glyceriden sehr ähnlich, werden aber von Organismen für andere Zwecke verwendet. Phospholipide sind nur **Di-ester** von Fettsäuren mit Glycerin. Die dritte Alkoholfunktion des Glycerin ist über eine **Phosphatgruppe** mit einem **Cholinrest** verbunden. Diese dritte Gruppierung führt dazu, dass der eine Teil des Moleküls **hydrophil**, wasserliebend, der andere **lipophil**, fettliebend, wird. Phospholipide sind demzufolge Emulgatoren und werden von Organismen auch so verwendet. Sie bilden **Doppelmembranen**, **Zellwände**.

Zellwände sind so aufgebaut, dass die polaren Teile der Phospholipide ins Zellinnere weisen, die apolaren Teile eine dünne Fettschicht zwischen den wässrigen Systemen bilden. So werden Zellen voneinander getrennt und ein Stoffaustausch ist nur bedingt möglich. Stark polare Teilchen, wie z. B. geladene Ionen, müssen mit speziellen Molekülen, Carriern, durch die Membran geschleust werden. Ionenkanäle erlauben

ebenfalls einen Stoffaustausch zwischen den Zellen .

Seifen



Bild 9.71: Seifen

Seifen sind Stoffe, die wir tagtäglich benützen. Sie dienen uns dazu den Schmutz abzuwaschen, sei es auf der Haut, auf der Wäsche oder dem Geschirr. Die Rolle der Seife ist die, Schmutzpartikel, vor allem fettige Schmutzpartikel, wasserlöslich zu machen und sie auszuwaschen. **Seifen** sind Emulgatoren, also Moleküle, die einen hydrophilen und einen lipophilen Teil besitzen.

Erste Seifen wurden bereits lange Zeit vor unserer Zeitrechnung hergestellt. Aufzeichnungen und Überlieferungen gehen auf ca. 3000 v. Chr. zurück. Die Etrusker haben reinigende Substanzen gewonnen, indem sie tierische Fette mit Asche ausgekocht haben. Auch zu späterer Zeit wurde auf dieses Verfahren zurückgegriffen und die

Seifensiederei erlebte im späten Mittelalter seine Blüte.

Seifen sind mit Fetten chemisch eng verwandt. **Es sind die Alkalosalze von Fettsäuren, resp. Fettsäureresten.** Das Kochen von Fetten in basischen Lösungen (Asche) verseift die Glyceride, wodurch Fettsäuren und Glycerin entstehen. In der basischen Lösung werden die Fettsäuren deprotoniert und schliesslich mit Alkalosalzen ausgesalzt. Die Produkte dieses Vorgangs sind die Alkalosalze der Fettsäurereste, **Seifen**.



Bild 9.72: Seifen

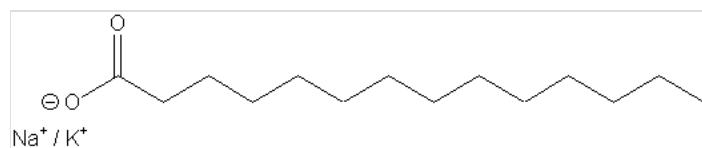


Bild 9.74: Die Skelettformel eines Seifenmoleküls

Seifen erniedrigen die Oberflächenspannung des Wassers und ermöglichen so das Vordringen der Moleküle bis tief in die Fasern. Dort emulgieren sie die Schmutzpartikel und machen sie dadurch besser wasserlöslich.

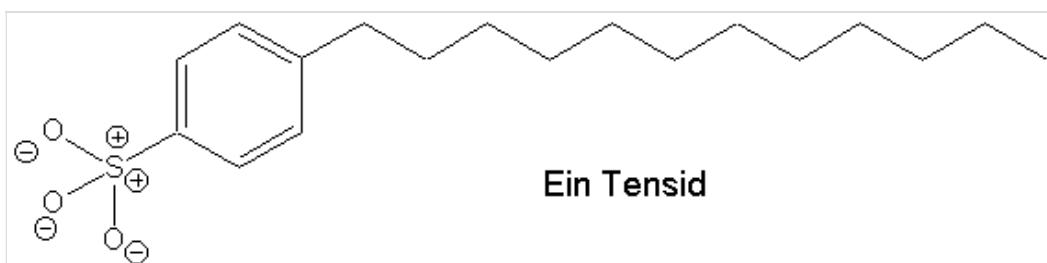


Bild 9.75: Ein Tensid

Die natürlichen Seifen wurden mit der Zeit durch künstliche Produkte, **Tenside**, ersetzt oder ergänzt. Diese werden vor allem beim Waschen von Textilien verwendet. **Tenside** haben meist den

Vorteil einer höheren Waschaktivität, aber den Nachteil, dass sie weniger umweltverträglich sind. Sie können zum Teil nicht, oder nur schlecht natürlich abgebaut werden.

Seifen weisen gegenüber den meisten Tensiden einen wichtigen Nachteil auf: Sie bilden **Kalkseifen**. Kalkseifen sind **schwerlösliche Salze der Fettsäurereste mit Calciumionen**. Wenn sich Kalkseifen bilden, ist die Waschaktivität der Seifen stark reduziert. Aus diesem Grund werden den heutigen Waschmitteln Wasserenthärter beigegeben. Frühere Wasserenthärter, Phosphate, führten zu einer enormen Gewässerbelastung, was sich in

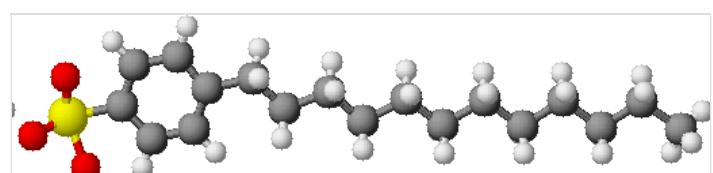


Bild 9.76: Ein Tensid

einem übermässigen Algenwachstum zeigte. Heutige Wasserenthärter sind oft Chelatliganden, nta, EDTA, die keine solchen Probleme verursachen.

Moderne Waschmittel und Seifen sind ohnehin schon Hightechprodukte. Sie enthalten Farbstoffe, Geruchsstoffe, Konsistenzgeber, optische Aufheller, Enzyme und viele andere Stoffe, die sie für den Konsumenten attraktiv machen.

9.7 Kunststoffe



Bild 9.77: Kunststoffartikel

Kunststoffe sind, wie es aus dem Namen leicht abzuleiten ist, Stoffe die künstlich hergestellt werden. Es sind die Stoffe, die im Alltag als "Plastik" bezeichnet werden.

Kunststoffe, oder auch künstliche Polymere, sind seit fast 60 Jahren bekannt und werden in immer grösseren Mengen hergestellt. Kaum ein Alltagsgegenstand ist heute frei von Plastik. Dies ist auf die vielen günstigen Eigenschaften zurückzuführen: Künstliche Polymere lassen sich recht kostengünstig und energiesparend herstellen. Sie sind einfach zu bearbeiten, können die unterschiedlichsten Formen, Farben und physikalischen Eigenschaften annehmen. Seit wenigen Jahren besteht gar die Möglichkeit, elektrisch leitende Kunststoffe herzustellen

(Nobelpreis für Chemie 2000: Alan J. Heeger, Alan G. MacDiarmid, Hideki Shirakawa)

Kunststoffe besitzen allerdings den Nachteil, dass sie biologisch nicht abbaubar sind. Sie verrotten nicht von selbst und bei ihrer Beseitigung entstehen zum Teil umweltschädigende Stoffe. Der Umweltfaktor wird heute berücksichtigt und man versucht künstliche Polymere herzustellen, die die Umwelt weder bei der Herstellung noch bei der Entsorgung belasten.

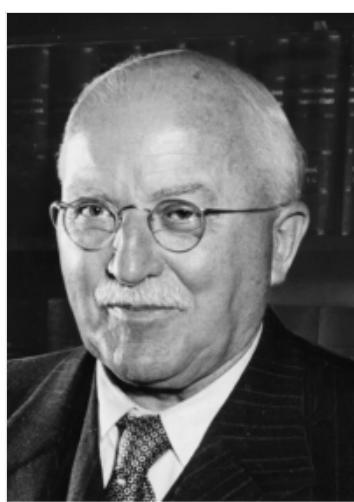


Bild 9.79: Hermann Staudinger

Der Aufbau aller Kunststoffe ist sehr ähnlich. Dies wurde vom deutschen Chemiker **Hermann Staudinger**

Hermann Staudinger (Nobelpreis 1953) erkannt, wodurch die gezielte Synthese ermöglicht wurde. Kunststoffe bestehen aus sehr vielen kleinen Molekülen, die zu sehr langen Molekülketten aneinandergefügt werden. Es entstehen dadurch sehr grosse Moleküle, **Makromoleküle**, deren Molmassen durchaus bis zu einigen Kilogramm pro mol betragen. Die Längen der entstehenden Ketten können zum Teil durch die Reaktionsbedingungen gesteuert werden.

In einem Kunststoff sind allerdings keineswegs alle Moleküle identisch, weshalb sie keine definierten Siede- und Schmelzpunkte aufweisen. Die Kunststoffe besitzen Siede- und Schmelzbereiche genau wie die Lipide. Die

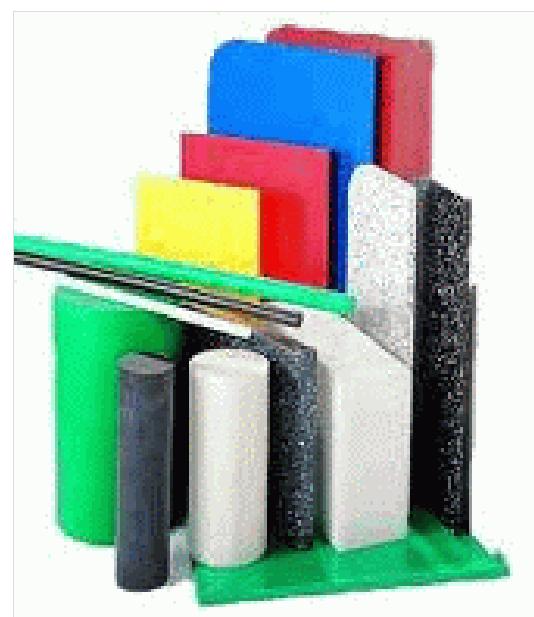


Bild 9.78: Kunststoffartikel

Art, wie die einzelnen Ketten miteinander verbunden, vernetzt, sind, ergibt schliesslich die physikalischen Eigenschaften des Kunststoffes.

Auf Grund des Vernetzungsgrades und der physikalischen Eigenschaften lassen sich drei Arten von Kunststoffen unterscheiden:

- **Thermoplaste**

Thermoplaste sind meist weiche Stoffe, die sich erwärmen lassen und in der Wärme bleibend verformt werden können. Werden zwei thermoplastische Teile geschmolzen, können sie in der Schmelze aneinandergefügt, zusammengeschweisst, werden. Thermoplaste sind schwach vernetzte Kunststoffe.

- **Duroplaste**

Duroplaste sind meist hart und spröde. Beim Erwärmen beginnen sie sich zu zersetzen und sind dann irreversibel zerstört. Ein Aneinanderfügen zweier Teile in der Schmelze ist unmöglich. Duroplaste sind stark vernetzte Kunststoffe.

- **Elaste**

(auch Elastomere oder Elastoplaste)

Elaste sind weich und gummiartig. Sie lassen sich leicht dehnen, nehmen aber wieder die ursprüngliche Form an. Beim Erwärmen beginnen sie sich zu zersetzen und sind dann irreversibel zerstört. Ein Aneinanderfügen zweier Teile in der Schmelze ist unmöglich. Elaste sind schwach vernetzte Kunststoffe.

Aus chemischer Sicht lassen sich Kunststoffe ebenfalls in drei Kategorien einteilen. Das Kriterium hierbei ist die **Methode der Herstellung**. Die oben genannten Kategorien sind **nicht** mit den drei chemischen Kategorien vergleichbar!

Die drei chemischen Verfahren, die zur Herstellung von Kunststoffen eingesetzt werden, sind die folgenden:

1. Die Polymerisation

Bei der Polymerisation werden Alkene mit Radikalen zur Reaktion gebracht. Die Doppelbindungen werden zu Einfachbindungen reduziert und die Fragmente zu einem grossen Molekül zusammengefügt. Während der Reaktion erzeugen die Radikale stets neue Radikalstellen an den Kohlenwasserstoffen, was das Wachstum einer Kette bewirkt.

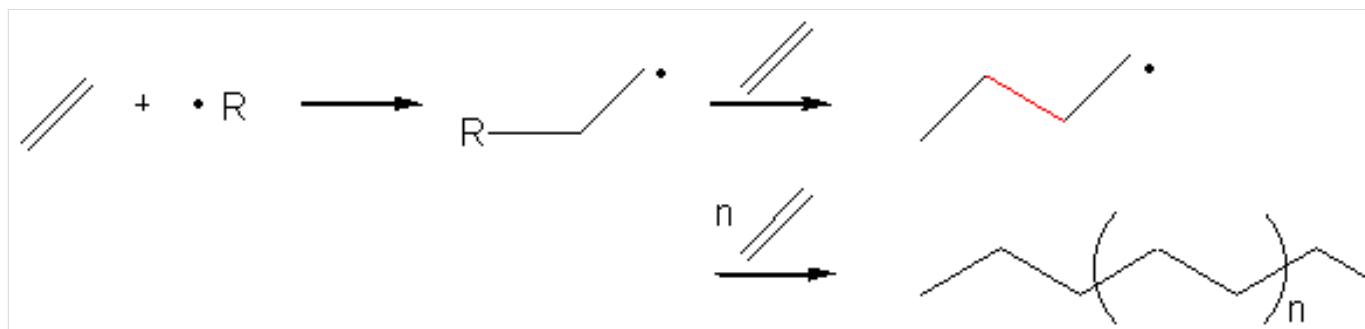


Bild 9.80: Die Polymerisation

Einige Beispiele:

PE	Bild	Polyethylen aus Ethen
PP	Bild	Polypropylen aus Propen
PVC	Bild	Polyvinylchlorid aus Vinylchlorid (Chlorethen)
PS	Bild	Polystyrol aus Styrol (Vinylbenzol)
PTFE	Bild	Polytetrafluorethylen (Teflon) aus Tetrafluorethylen
Kautschuk	Bild	Kautschuk aus Isopren (2-Methyl-1,3-butadien)

Tabelle 9.11: Einige Polymerisate

1. Die Polykondensation

Um eine **Polykondensation** durchzuführen, werden Verbindungen mit speziellen **funktionellen Gruppen** benötigt: Lässt man Dialkohole (Diole) mit Dicarbonsäuren reagieren, entstehen Polyester. Zwischen den einzelnen Molekülen findet jeweils eine Veresterungsreaktion statt.

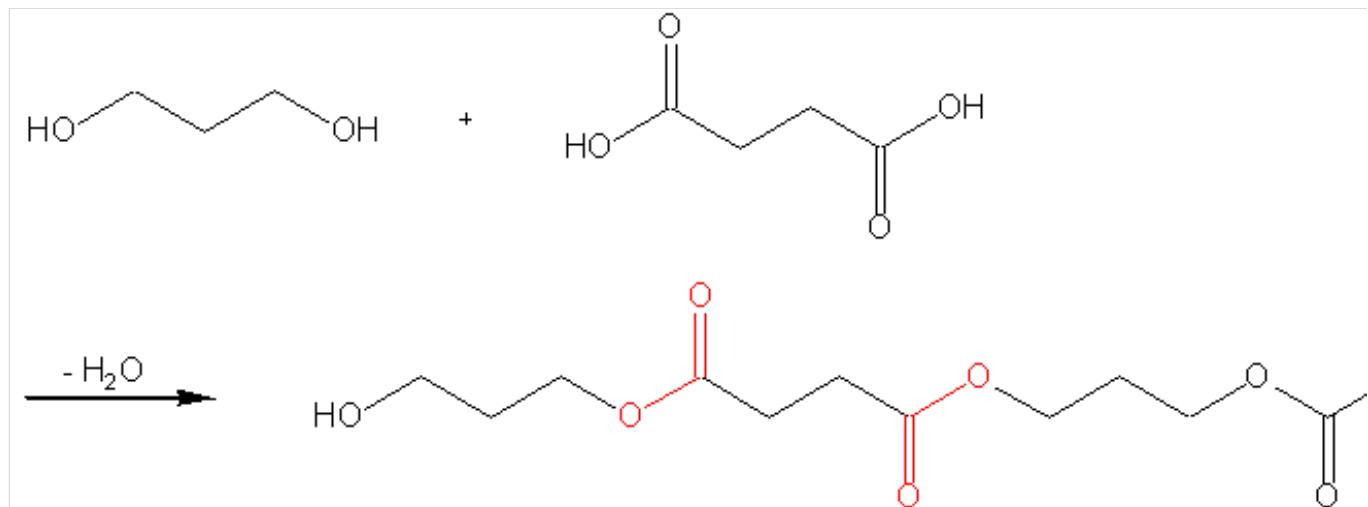


Bild 9.87: Die Polykondensation

Ein Beispiel:

PET [\[Bild\]](#) Polyethylenterephthalat aus 1,2-Ethandiol und Terephthalsäure

Tabelle 9.12: PET

Wird bei einer Polykondensationsreaktion **an Stelle eines Diols ein Diamin** eingesetzt, entsteht als Reaktionsprodukt ein **Amid**. **Amide** sind ähnlich aufgebaut wie Ester, allerdings ist im Molekül ein Stickstoffatom an Stelle eines Sauerstoffatoms vorhanden.

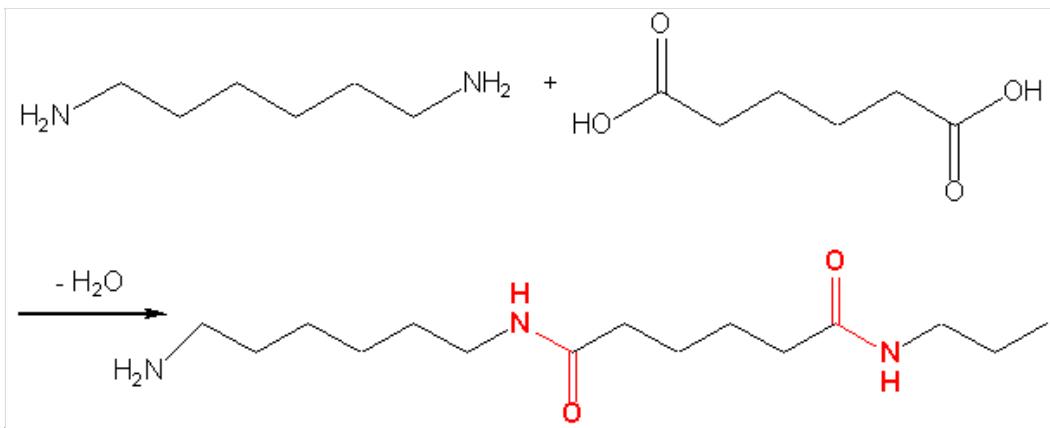


Bild 9.89: Die Amidbildung

Ein Beispiel:

Nylon 6,6 Nylon 6,6 aus 1,6-Hexamethylenediamin und 1,6-Hexandicarbonsäure

Tabelle 9.13: Nylon 6,6

Eine Polykondensation kann auch nur mit einer einzigen Verbindung durchgeführt werden. Dieser Stoff muss dann allerdings sowohl eine Alkohol- wie auch eine Carbonsäure- oder Aminfunktion besitzen.

3. Die Polyaddition

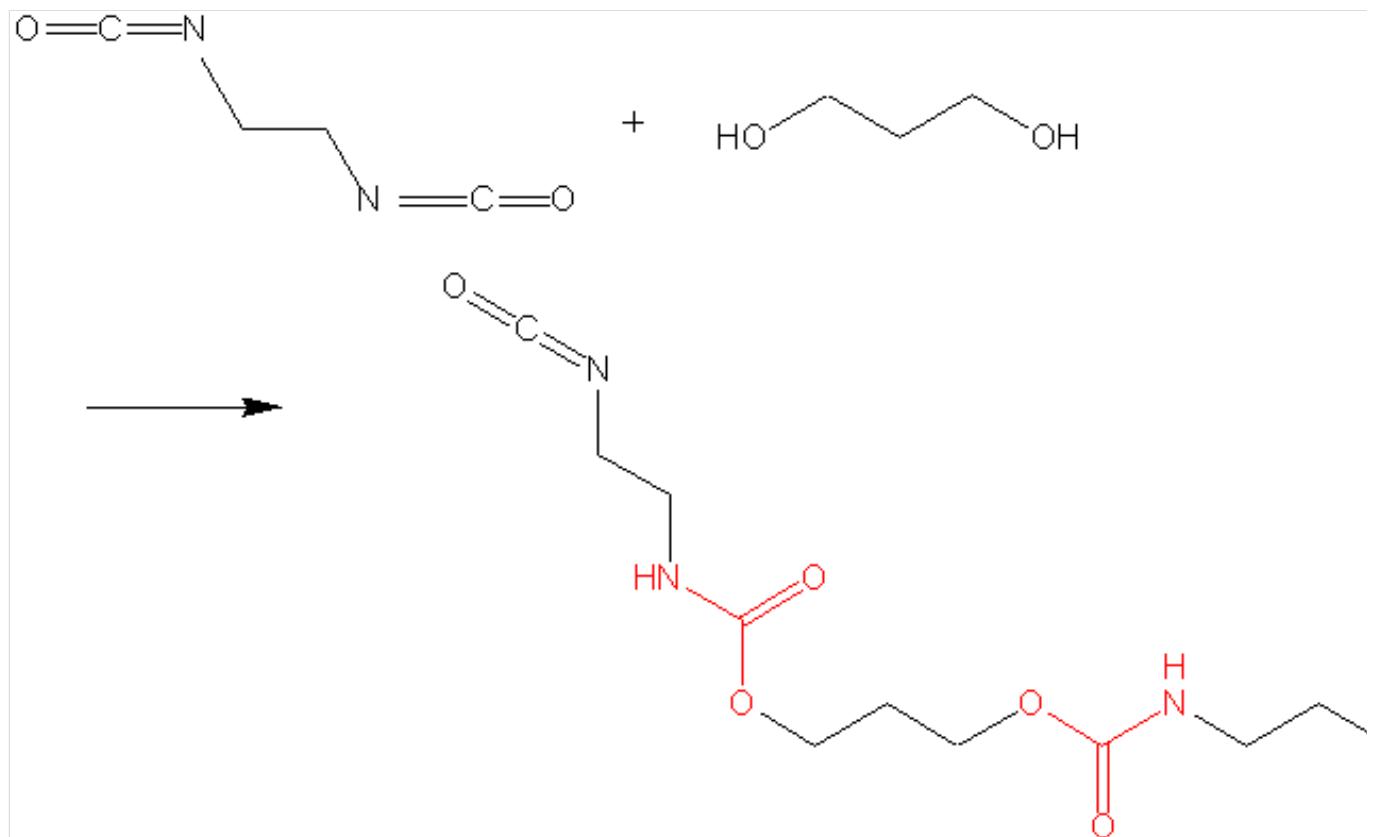


Bild 9.91: Die Polyaddition

Um eine [Polyaddition](#) durchzuführen werden Verbindungen mit speziellen [funktionellen Gruppen](#) benötigt. Lässt man Diole mit Diisocyanaten reagieren, entstehen **Urethane**. Bei der Reaktion findet innerhalb der Isocyanatfunktion eine Umlagerung statt. Es wird eine Bindung vom Isocyanat zum Alkohol ausgebildet und damit die beiden Moleküle miteinander verknüpft. Urethane sind aus dem Alltag bekannt als Urethanschaum für Bauzwecke (PU-Schaum), als Zweikomponentenklebstoff (Araldit) oder als Harz für Hartanstriche.

[Weitere Informationen](#) 

9.8 Kohlehydrate

Der Begriff " [Kohlehydrat](#) " leitet sich ab aus den Begriffen "Kohlenstoff" und "Wasser" ("Hydrat"). Ein historischer Irrglaube liess vermuten, [Kohlehydrate](#)  Verbindungen aus Kohlenstoff und Wasser. Die Elementaranalyse einfacher Kohlehydrate ergab nämlich ein Verhältnis der Elemente C : H : O von 1 : 2 : 1. Die daraus abgeleiteten Summenformeln wurden zum Teil zusammengefasst zu $C_n(H_2O)_n$, was zwar mathematisch korrekt ist, aber zu falschen Schlüssen führte.

Unbestritten und auch naturwissenschaftlich korrekt ist hingegen die Aussage "Kohlehydrate sind Zucker". Oft werden sie auch als **Saccharide** bezeichnet.

Die [Saccharide](#) lassen sich nach ihrem Aufbau einteilen in **Mono-, Di- und Polysaccharide**:

Monosaccharide (Einfachzucker)

[Monosaccharide](#)  sind Moleküle, die aus einer einzigen Zuckereinheit bestehen. Das bekannteste [Monosaccharid](#) ist die

[Glucose](#) 

, der [Traubenzucker](#) .

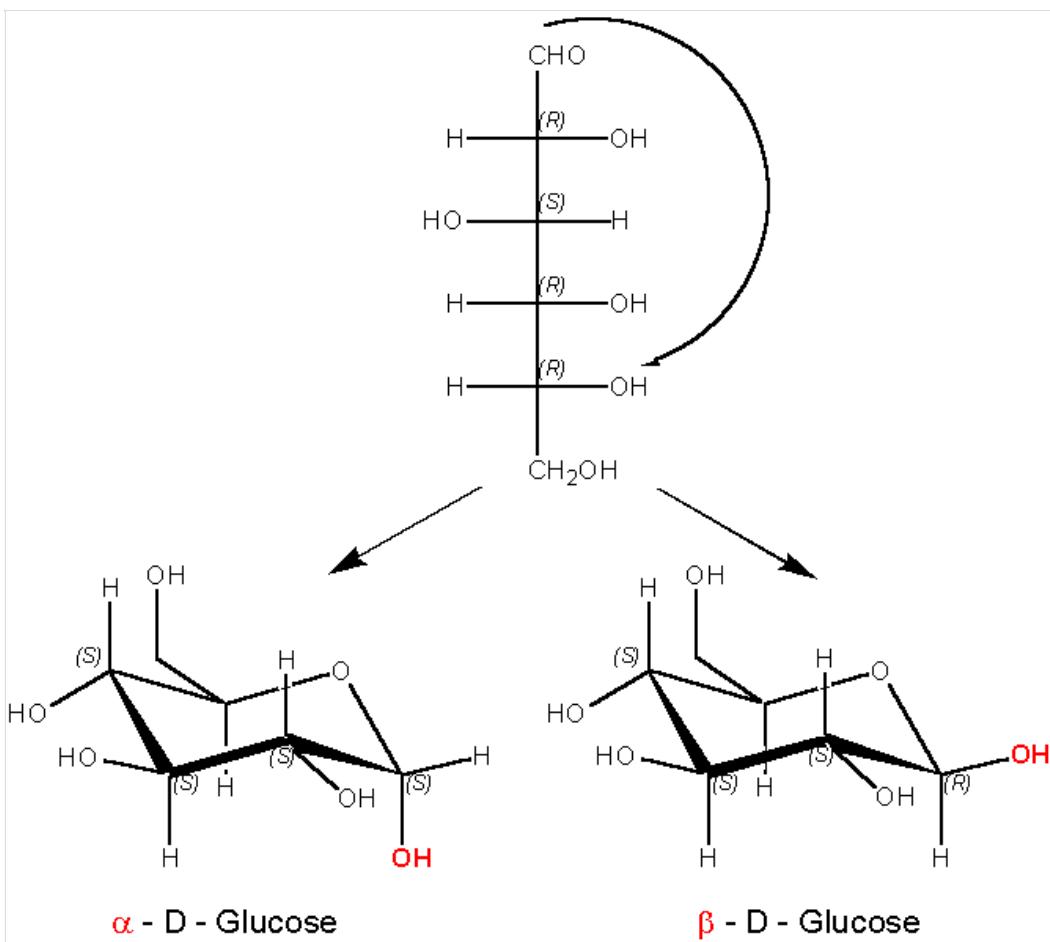


Bild 9.93: Die Glucose

Glucose hat die Summenformel $C_6H_{12}O_6$ und ist ein chirales Molekül mit mehreren Chiralitätszentren. Das Molekül ist so aufgebaut, dass es in der **offenen Form** sechs Kohlenstoffatome in einer Kette aufweist. Ein endständiges Kohlenstoffatom trägt eine Aldehydfunktion (CHO), die anderen jeweils eine Alkoholfunktion (OH).

In einer **intramolekularen Reaktion**, einer Reaktion die das Molekül mit sich selbst durchführt, bildet sich die **geschlossene Form**, ein **Sechsring**. Dieser Ring ist **nicht planar**, sondern seine Struktur lässt sich vergleichen mit der eines **Cyclohexanringes**. Es liegt die **chair-Konformation** vor. Die beiden Formen der Glucose stehen miteinander in einem dynamischen Gleichgewicht.

In der geschlossenen Form existieren zwei natürliche **Enantiomere** (Anomere), die α -D-Glucose und die β -D-Glucose. Sie unterscheiden sich einzig in der **Stellung einer OH-Funktion** am Ring. Diese entscheidet bei der Benennung über α - resp. β - Glucose. Die Bezeichnung $\alpha(D)$ - resp. $\beta(D)$ -Glucose weist auf den Drehsinn des polarisierten Lichtes der chiralen Probe hin.

Neben diesen beiden Enantiomeren sind noch weitere denkbar, da ja mehrere **Chiralitätszentren** im Molekül vorhanden sind. Aus historischen Gründen werden die anderen Enantiomere der Glucose allerdings noch heute mit **Trivialnamen** bezeichnet.

Für einen Organismus ist die Glucose das wichtigste Monosaccharid. Sie wird durch die Nahrung aufgenommen und dient dem Organismus als Energiequelle. Im Blut eines gesunden, erwachsenen Menschen zirkuliert stets ca. 1 g Glucose pro Liter Blut. Diese sich im Blut befindende Glucose wird als Blutzucker bezeichnet. Der Blutzucker dient der kurzfristigen Energieversorgung der Zellen.

Der Blutzuckerspiegel eines Menschen schwankt stetig. Er steigt stark an nach der geballten Aufnahme von Süßigkeiten, fällt aber relativ schnell wieder auf den normalen Wert ab. Bei Zuckerkrankheit ist der Blutzuckerspiegel stets enorm erhöht, was zu hohem Blutdruck und schliesslich Herzinsuffizienz führen kann. Meist ist diese Krankheit, die Zuckerkrankheit, (Diabetes mellitus) verknüpft mit einer mangelhaften Produktion von Insulin.

Ein weiteres in der Nahrung häufig auftretendes Monosaccharid, die **Fructose**, ist ein Isomer der Glucose ($C_6H_{12}O_6$). Die **Fructose** wird oft als Fruchtzucker bezeichnet, findet man sie doch vor allem in Beeren und Honig.

Die Fructose zeigt chemisch ein gleiches Verhalten wie die Glucose. Sie führt eine intramolekulare Reaktion durch, bei der die offene und die geschlossene Form in einem dynamischen Gleichgewicht stehen. In der geschlossenen Form kann ein **Fünf- oder ein Sechsring** ausgebildet werden.

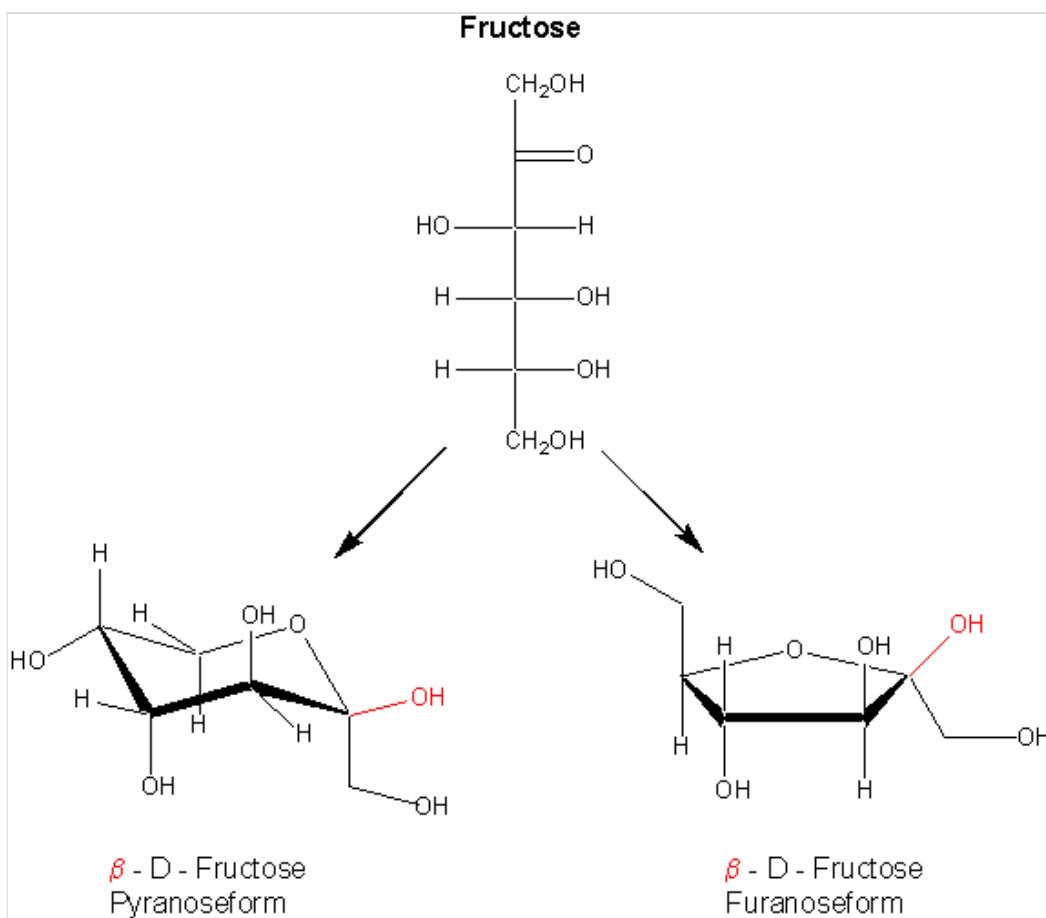


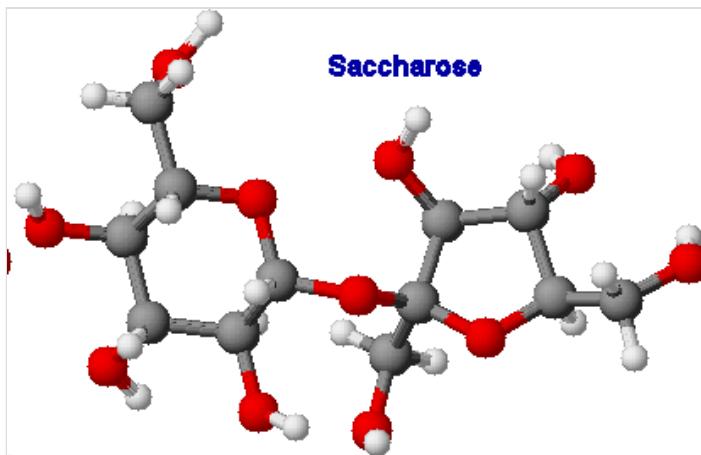
Bild 9.95: Die Fructose

Die Fructose besitzt eine bedeutend geringere Süßkraft als die Glucose und wird, da sie nicht zu Blutzucker umgewandelt wird, in diabetischen Nahrungsmitteln als Zuckerersatzstoff eingesetzt.

Disaccharide (Zweifachzucker)

Disaccharide sind **Verbindungen**, bei welchen zwei Monosaccharide durch eine **Kondensationsreaktion** zu einem einzigen Molekül reagieren. Bei der Kondensationsreaktion wird Wasser abgespalten, weshalb ein **Disaccharid** bestehend aus zwei $C_6H_{12}O_6$ -Einheiten die Summenformel $C_{12}H_{22}O_{11}$ besitzt. Das aus dem Alltag bekannteste Disaccharid ist der Rüben- oder Rohrzucker, die **Saccharose**. Es ist der Zucker, den wir in den Kaffee oder Tee geben, um das Getränk zu süßen. Die **Saccharose** entsteht aus je einem Molekül Glucose und Fructose.

Im pflanzlichen Stoffwechsel werden sowohl Glucose, wie auch Fructose durch die Photosynthese gebildet. Sie werden in den Nutzpflanzen anschliessend enzymatisch zur Saccharose verknüpft und gespeichert. Die Gewinnung der Saccharose ist technisch recht aufwändig. Der letzte Schritt der Zuckerproduktion ist oft die



Raffination. Der Zucker wird dabei getrennt von teilweise farbigen Verunreinigungen. So kommt der Tafelzucker blendend weiss auf den Tisch.
Bei der Verdauung spaltet ein Organismus die Saccharose sofort auf in Glucose und Fructose. Andere Disaccharide sind weit weniger bekannt. Viele sind aber in Lebens- und Genussmitteln enthalten.

Bild 9.96: Die Saccharose

Maltose $\alpha\text{-D-Glucose-}\alpha\text{-D-Glucose}$

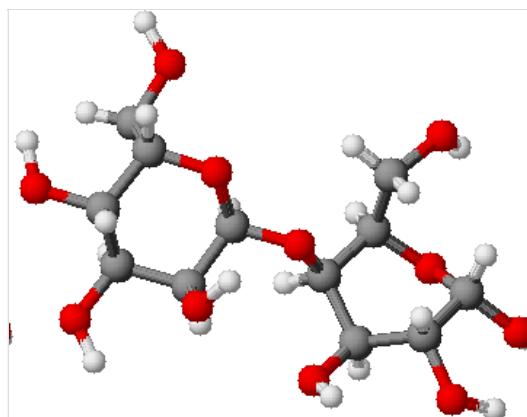


Bild 9.97: Maltose

Lactose $\beta\text{-D-Galactose-}\beta\text{-D-Glucose}$

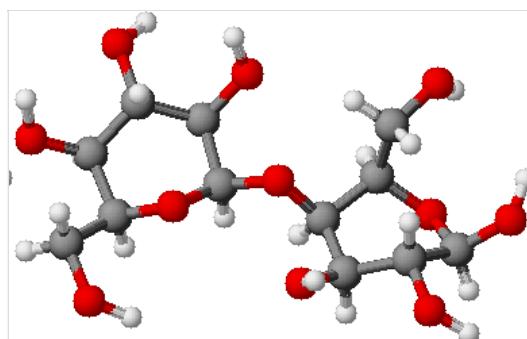


Bild 9.98: Lactose

Cellobiose $\beta\text{-D-Glucose-}\beta\text{-D-Glucose}$

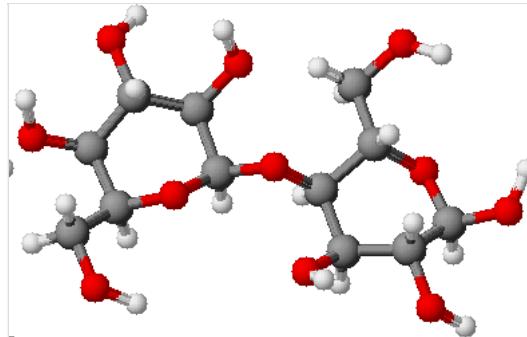


Bild 9.99: Cellobiose

Tabelle 9.14: Disaccharide

Polysaccharide (Mehrfachzucker)

So wie sich zwei Monosaccharide verknüpfen lassen, können auch viele Monosaccharide zu grossen Molekülen verknüpft werden. Die Produkte sind Makromoleküle, natürliche Polymere. Die Polysaccharide lassen sich auf Grund ihres Aufbaus und damit auch ihrer biologischen Funktion in zwei verschiedene Kategorien einteilen:

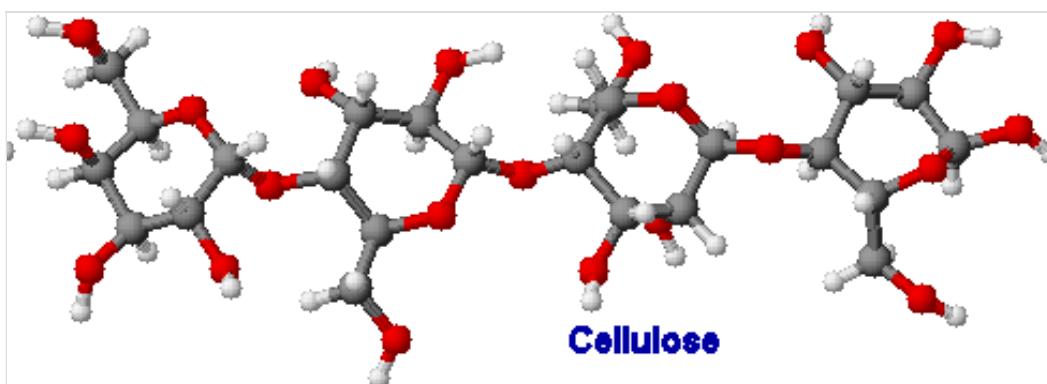


Bild 9.100: Cellulose

- **Cellulose**

Die Cellulose dient einer Pflanze als Baustoff. Es ist ein stark vernetztes, wasserunlösliches Polysaccharid.

Menschen sind nicht in der Lage Cellulose

- **Stärke**

Die Stärke dient einer Pflanze als Zuckerspeicher. Es ist

ein weniger stark vernetztes, mässig wasserlösliches Polysaccharid. Die Stärke ist keine einheitliche Substanz, sie setzt sich zusammen aus zwei Komponenten, der **Amylose** und dem **Amylopektin**. Tiere und Menschen speichern Zucker in einer ähnlichen Form, dem **Glykogen**.

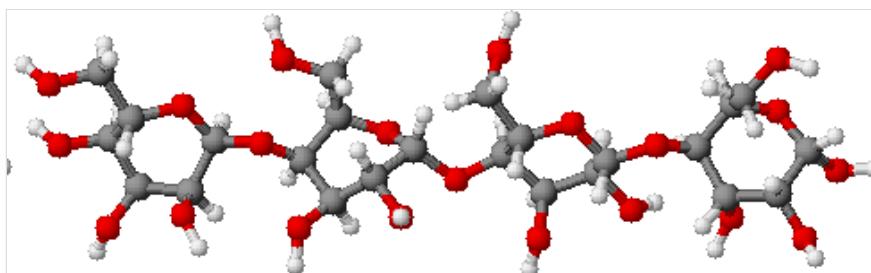


Bild 9.101: Die Amylose

Cellulose und Stärke bestehen aus denselben Bausteinen, Glucose-Einheiten. Sie weisen allerdings unterschiedliche Bindungsverhältnisse auf, was zu verschiedenen physikalischen und chemischen Eigenschaften führt. Stärkemoleküle haben die Form von Spiralen (alte

Telephonhörerkabel), während Cellulose eine lineare Struktur besitzt.

Stärke kann mit einem einfachen Test nachgewiesen werden. Die zu prüfende Substanz wird mit einigen Tropfen einer Iod/Iodkali-Lösung versetzt. Eine stärkehaltige Substanz reagiert mit einer intensiven Violettfärbung. Dies kann bei Brot oder Kartoffeln einfach und schnell durchgeführt werden. Die Färbung hängt mit der Struktur der Amylose zusammen: Die Iodidionen der Iod/Iodkali-Lösung besetzen die Hohlräume der Spiralen der Amylose und erzeugen so die Farbe.

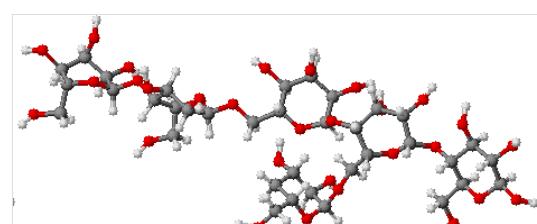


Bild 9.102: Amylopektin

Die Stärke-Ketten sind zu einer Helix aufgerollt und können I₂-Moleküle aufnehmen

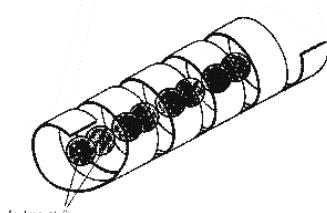


Bild 9.103: Stärke und Iod

9.9 Proteine

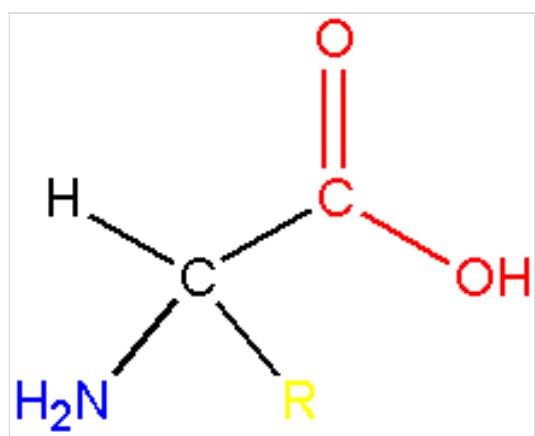


Bild 9.104: Eine Aminosäure

Proteine, Eiweiße, sind genau wie die Polysaccharide natürliche Polymere. Sie bestehen aus **Aminosäuren**. **Aminosäuren** sind natürliche Stoffe, die nach einem ganz bestimmten Muster aufgebaut sind: Ein zentrales Kohlenstoffatom ist substituiert mit einer **Amin-** und einer **Carbonsäure** funktion sowie einem Wasserstoffatom. Der vierte Substituent des Kohlenstoffatoms ist von Aminosäure zu Aminosäure verschieden und wird oft mit **R** für Rest abgekürzt. Es existieren insgesamt etwa 20 verschiedene, natürliche Aminosäuren, wovon alle bis auf eine chiral sind. Von den möglichen Enantiomeren wird meist nur das eine gebildet, es gehört zur L-Reihe der Aminosäuren. Einige Aminosäuren können von einem menschlichen Organismus direkt produziert werden, die anderen, **essentiellen** Aminosäuren, müssen dem Organismus durch die Nahrung zugeführt werden.

Aus chemischer Sicht sind Aminosäuren etwas Aussergewöhnliches: In einem einzigen Molekül sind gleich zwei funktionelle Gruppen enthalten, die Protolsereaktionen **Säure-Base-Reaktionen** eingehen können: **Die Carbonsäurefunktion und die Aminfunktion**. In Bedingungen unter welchen Protolsereaktionen eintreten können, ist es denkbar die **Aminfunktion** (Base) zu protonieren oder die **Carbonsäurefunktion** (Säure) zu deprotonieren. Demzufolge ist es möglich eine Aminosäure in drei verschiedenen Formen vorliegen zu haben, nämlich in der deprotonierten Form (negativ geladen), der neutralen Form (elektrisch neutral) oder der protonierten Form (positiv geladen).

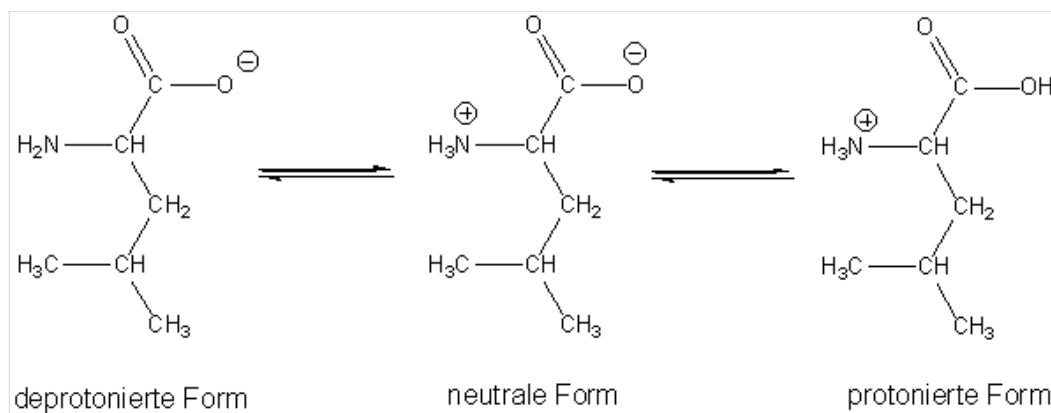


Bild 9.107: Die Gleichgewichte bei Aminosäuren

Es ist von grossem Wert die Säurekonstanten (pK_s -Werte) der beiden Funktionen zu kennen. Mit einer gewissen Ungenauigkeit lassen sich die Säurekonstanten der Carbonsäurefunktionen auf Werte zwischen 3 und 6, die der Aminfunktionen auf Werte zwischen 7 und 10 eingrenzen. Wenn man dies richtig ausnützt, können die Aminosäuren in Wasser gelöst werden und allein durch die Wahl des pH-Wertes kann eine der drei Formen erzeugt werden. Wenn nun zusätzlich ein elektrisches Feld einer Gleichspannungsquelle angelegt wird, wandern die einen Aminosäuren zum einen, andere zum anderen Pol und einige bewegen sich gar nicht. In dieser Weise können in Gemischen Aminosäuren voneinander abgetrennt werden, was vor allem in jüngerer Zeit für Genforscher aber auch für die Kriminalpolizei enorm von Bedeutung wurde. Der pH-Wert

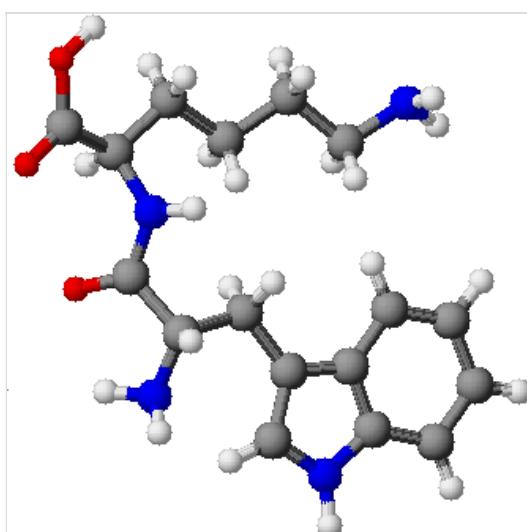
des Wassers, der einzustellen ist, damit eine Aminosäure vor allem in der neutralen Form vorliegt, entspricht dem Mittel der beiden Säurekonstanten. Dieser Wert wird **IEP** bezeichnet, **isoelektrischer Punkt**. Ist der pH-Wert des Wassers über dem IEP liegt eine Aminosäure bevorzugt in der deprotonierten (negativ geladenen) Form vor, ist er unterhalb des IEP, liegt eine Aminosäure bevorzugt in der protonierten (positiv geladenen) Form vor.



Bild 9.108: Ninhydrin

Werden Aminosäuren auf diese Weise voneinander getrennt, müssen sie, da es farblose Substanzen sind, nachträglich sichtbar gemacht werden. Dies geschieht mittels einer speziellen Verbindung, **Ninhydrin**, die selektiv mit Aminosäuren reagiert und einen violetten Farbstoff erzeugt. Diese **Nachweisreaktion** hat in der Kriminalistik und der Forensik schon wertvolle Erkenntnisse geliefert.

Proteine sind natürliche Polymere, die aus Aminosäuren bestehen. Bei der Reaktion zweier Aminosäuren **verbindet sich die Carbonsäurefunktion der einen, mit der Aminfunktion der nächsten Aminosäure** (Kondensationsreaktion). Unter Abspaltung von Wasser entsteht ein



Dipeptid. Durch die Reaktion mit weiteren Aminosäuren können so lange Ketten, Peptide, gebildet werden. Die Verbindung zweier Aminosäuren ist die **Peptidbindung**, eine **Amidfunktion**. Die Amidfunktion weist eine planare Geometrie auf, da sie durch mesomere Grenzstrukturen stabilisiert wird.

Bild 9.110: Ein Dipeptid

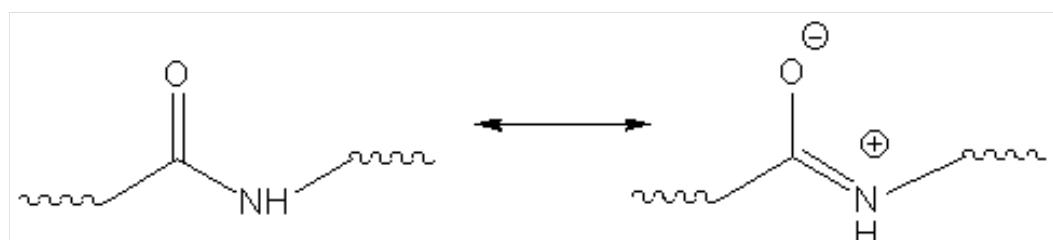


Bild 9.111: Die Peptidbindung

In natürlichen Prozessen spielt es eine wichtige Rolle, wie das Peptid zusammengesetzt ist, d. h. welche Abfolge die Aminosäuren in einem **Peptid** aufweisen. Eine einzige Aminosäure, welche falsch platziert ist, kann zur Folge haben, dass das Protein seine Funktion verliert. Um die genaue Abfolge, die Sequenz, der

Aminosäuren zu erforschen, wurde ein Verfahren entwickelt, das an einem Ende des Proteins Aminosäure um Aminosäure einzeln abtrennt. Nach der Identifizierung kann dann der genaue Bauplan des Proteins ermittelt werden. Dieser Vorgang, die **Sequenzierung** eines Proteins, ist benannt nach seinem Entwickler, Edman. Eine Sequenz birgt die Information der Abfolge der Aminosäuren in einem Protein. Diese Abfolge bezeichnet man als **Primärstruktur** eines Proteins. Nachfolgend ist die Primärstruktur menschlichen **Insulins** wiedergegeben. Die einzelnen Aminosäuren werden abgekürzt durch Codes, es sind jeweils drei Buchstaben, meist die ersten drei des Namens.

Die Primärstruktur von menschlichem Insulin:

H-Gly-Ile-Val-Glu-Glu-Cys-Cys-Ala-Ser-Val-Cys-Ser-Leu-Tyr-Glu-Leu-Glu-Asp-Tyr-Cys-Asp-OH
H-Phe-Val-Asp-Glu-His-Leu-Cys-Gly-Ser-His-Leu-Val-Glu-Ala-Leu-Tyr-Leu-Val-Cys-Gly-Glu-Arg-Arg-Gly-Phe-Thr-Pro-Lys-Ala-HO

Mit der Primärstruktur allein ist die Struktur oder auch Funktion eines Proteins nicht beschrieben. Um dies besser zu verstehen, ist es notwendig zu wissen, wie ein Protein räumlich aufgebaut ist. Die räumliche Struktur eines Proteins wird beschrieben mit der **Sekundärstruktur**. Unter der Sekundärstruktur versteht man eine Anordnung des Proteins in einem β -Faltblatt. Der Name stammt daher, weil die Proteinfäden sich nebeneinander so anordnen, wie wenn sie auf den Flächen eins gefalteten Papierblattes liegen würden. Die Anordnung in dieser Weise ist fixiert durch Wasserstoffbrücken und Van-der-Waals-Kräfte.

Die wirkliche dreidimensionale Struktur eines Proteins wird wiedergegeben durch seine **Tertiärstruktur**. Diese kann durchaus verwirrend aussehen, man spricht von einem "random Coil" oder aber sehr geordnete Bereiche wie die einer α -Helix enthalten. Hier wird von einem "helicalen Bereich" gesprochen. In beiden Anordnungen wird die Struktur durch starke Wechselwirkungen, meist **Wasserstoffbrücken**, fixiert.

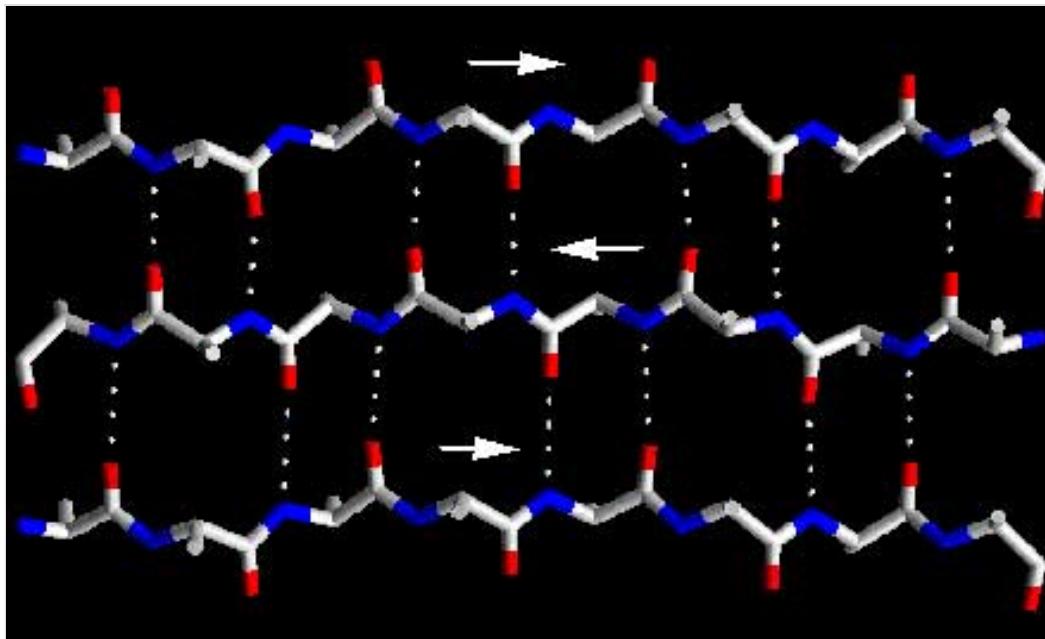


Bild 9.112: Die Sekundärstruktur

Die **Tertiärstruktur**, die eigentliche dreidimensionale Struktur eines Proteins, gibt die räumlichen Verhältnisse wieder. Oft wird bei der Tertiärstruktur auf Details verzichtet und das Protein wird als "Wurst" abgebildet. Nachfolgend ist die Tertiärstruktur von menschlichem **Insulin** abgebildet. Einzig strukturgebende Wechselwirkungen, wie z. B. Disulfidbrücken werden speziell gekennzeichnet.

Es kann durchaus eintreten, dass ein Protein nicht die für es vorgesehene, natürliche Struktur einnimmt. In diesem Falle ist das Protein entweder wertlos, da es von Rezeptoren nicht erkannt werden kann, oder es kann gefährliche Auswirkungen haben, wie dies jüngst in Zusammenhang mit BSE (**Prion-Protein**) zu

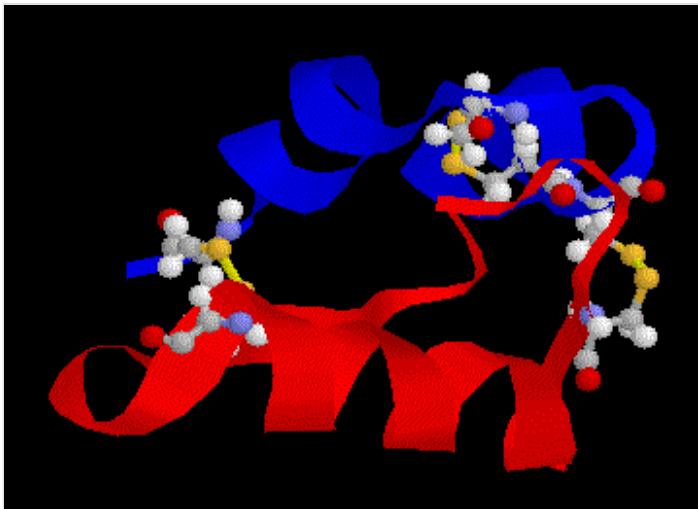


Bild 9.114: Die Tertiärstruktur von Insulin

und sind enorm wichtig für die Fixierung der dreidimensionalen Struktur des Moleküls. Es sind auch Disulfidbrücken, die beim Anlegen von Dauerwellen beim Coiffeur erst gebrochen und dann neu geknüpft werden müssen, um dem Haar eine neue, krause Struktur zu verleihen.

erkennen war. Die Funktion eines Proteins ist wirklich nur dann gewährleistet, wenn die Sequenz der Aminosäuren genau richtig ist und auch die räumliche Anordnung korrekt ist. **prionprotein** In Proteinen wird die räumliche Anordnung oft durch zwischenpartikuläre Kräfte fixiert. Häufig sind es ionische Wechselwirkungen oder Wasserstoffbrücken. In einigen Fällen können aber auch echte kovalente Bindungen ausgebildet werden und es entstehen Disulfidbrücken. Die Aminosäure **Cystein** weist im Rest ein Schwefelatom auf, welches fähig ist eine -S-S- - Bindung mit einem Schwefelatom einer anderen Aminosäure einzugehen. Disulfidbrücken sind in Proteinen oft anzutreffen



Bild 9.115: Menschliches Insulin

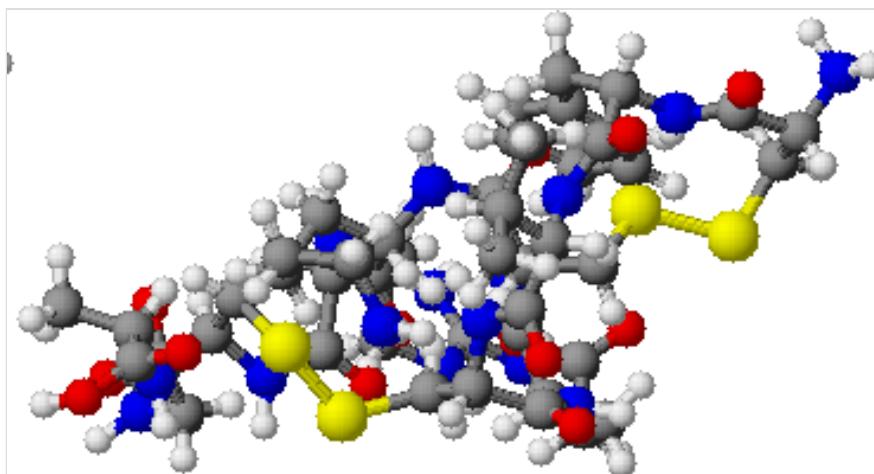


Bild 9.117: Disulfidbrücken

Proteine lassen sich in zwei Kategorien einteilen:

- **Skleroproteine** Die Skleroproteine sind wasserunlösliche, strukturbildende Proteine. Sie bilden Haare, Sehnen, Muskelfasern und Horn.
- **Globuläre Proteine** Die globulären Proteine sind schwach wasserlösliche Proteine. Sie führen meist eine Funktion aus, wie z. B. Insulin.

Möchten Sie sich gerne ein paar Bilder von Proteinen ansehen? Installieren Sie Rasmol auf Ihrem Computer und holen Sie sich Bilder aus der [Brookhaven Datenbank](#) oder dem beigefügten Verzeichnis "Proteine" auf

der CD.

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der [Übungsaufgaben](#).

9.10 Übungsaufgaben

1. Benennen Sie die nachfolgenden [Verbindungen](#),



2. Zeichnen Sie in den nachfolgenden Verbindungen die [Chiralitätszentren](#), ein



3. Zeichnen Sie in den nachfolgenden Verbindungen die [Chiralitätszentren](#) ein, zeichnen Sie beide Enantiomere und bestimmen Sie jeweils die absolute Konfiguration (R, S)



4. Vervollständigen Sie die nachfolgenden [Reaktionen](#),



5. Zeichnen Sie die Strukturformel



- a) einer natürlichen Fettsäure
- b) eines Glycerids
- c) einer Aminosäure
- d) eines Dipeptids

9.11 Lernkontrolle

1. Beim Crackprozess

- werden Alkane erzeugt
- wird Heizöl entschwefelt
- werden lange Kohlenstoffketten gebrochen

2. Alkane sind

- gesättigte Kohlenwasserstoffe
- Kohlenwasserstoffe, die eine Doppelbindung besitzen
- Alkohole

3. Aromaten sind

- reaktionsträge
- Kohlenwasserstoffe, die eine Doppelbindung besitzen
- gesättigte Kohlenwasserstoffe

4. Die Strukturformel von Benzen (Benzol) wurde erstmals postuliert von

- Justus von Liebig
- Friederich Wöhler
- August Kekulé von Stradonitz

5. Die Reaktion von Brom mit Alkanen

- a) ist eine radikalische Substitution
- b) ist eine Additionsreaktion
- c) verläuft ausgesprochen schnell und heftig

6. 1- Buten und 2- Buten sind zwei

- a) Enantiomere
- b) Mesomere
- c) Isomere

7. Ein Chiralitätszentrum

- a) besitzt mindestens zwei verschiedene Substituenten
- b) besitzt vier verschiedene Substituenten
- c) erzeugt vier Enantiomere

8. Zwei Enantiomere

- a) unterscheiden sich in ihren Massen
- b) verhalten sich wie Bild und Spiegelbild
- c) sind absolut identisch

9. Die funktionelle Gruppe -COOH kennzeichnet

- a) einen Ester
- b) einen Alkohol
- c) eine Carbonsäure

10. Eine natürliche Fettsäure

- a) enthält niemals Doppelbindungen
- b) kann Z - orientierte Doppelbindungen enthalten
- c) kann Dreifachbindungen enthalten

11. Ein Glycerid ist ein Ester aus

- a) Fettsäuren und Ethanol
- b) Fettsäuren und Glycerin
- c) Fettsäuren und Glykol

12. Phospholipide werden von biologischen Systemen eingesetzt als

- a) Eiweisse
- b) Energiespeicher
- c) Zellmembranen

13. Die Monomeren bei einer Polymerisation

- a) müssen Alkohole sein
- b) müssen verestert werden können
- c) müssen Doppelbindungen enthalten

14. Die Umkehrreaktion einer Veresterung heisst

- a) Addition
- b) Härtung
- c) Verseifung

15. Stark vernetzte, harte, spröde Kunststoffe heissen

- a) Duroplaste
- b) Thermoplaste
- c) Polymere

16. Das Produkt einer Polykondensation ist

- a) ein Polyester oder ein Polyamid
- b) Kautschuk
- c) ein Thermoplast

17. Rübenzucker ist

- a) Glucose
- b) $C_6H_{12}O_6$
- c) ein Disaccharid

18. Polysaccharide sind

- a) Glucose und Fructose
- b) Stärke und Eiweisse
- c) Zellulose und Stärke

19. Aminosäuren sind

- a) ohne Ausnahme chiral
- b) Bausteine für Proteine
- c) Proteine

20. Skleroproteine sind

- a) faserbildende Eiweisse
- b) Haare und Insulin
- c) wasserlöslich

9.12 Literatur

W. Christen

Grundlagen der organischen Chemie

Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1982

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

Div. Autoren

Chemie heute, Sekundarbereich II

Schroedel, 1998

W. Melber, P. Böhm

Einführung in die Nomenklatur organisch-chemischer Verbindungen

Springer, 1987

R. E. Dickerson, I. Geis

Chemie

Verlag Chemie, 1981

P. W. Atkins

Physical Chemistry 2nd Edition

Oxford University Press, 1982

P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992

H. P. Latscha, H. A. Klein
Organische Chemie
Springer, 1990

W. Schneider
Praktikum in allgemeiner Chemie ETH
ETH 1982

9.13 Web-Links

Allgemein

Theorie [\[link\]](#)
Theorie [\[link\]](#)
Theorie [\[link\]](#)
Theorie [\[link\]](#)
Theorie [\[link\]](#)

Justus von Liebig

www.woodrow.org/teachers/ci/1992/Liebig.html [\[link\]](#)

Friederich Wöhler

Biographie [\[link\]](#)

Erdöl

Theorie [\[link\]](#)
Theorie [\[link\]](#)

Alkane

Theorie [\[link\]](#)

Alkene

Theorie [\[link\]](#)

Alkine

[Theorie](#) 

Chiralität

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

Kekulé

[Biographie](#) 

[Biographie](#) 

Funktionelle Gruppen

[Theorie](#) 

Lipide

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

Seifen

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

Kunststoffe

[Theorie](#) 

[Theorie/](#) 

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

Kohlehydrate

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

Proteine

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

[Theorie](#) 

Rasmol

[Rasmol](#) 

[Rasmol](#) 

[Rastop](#) 

Proteindatenbanken

[Proteindatenbank](#) 

[Proteindatenbank](#) 

[Biologische Moleküle, Jena](#) 

9.14 Die homologe Reihe der Alkane

Name	Summenformel	Schmelzpunkt °C	Siedepunkt °C
Methan	CH ₄	- 184	- 164
Ethan	C ₂ H ₆	- 172	- 89
Propan	C ₃ H ₈	- 190	- 42
Butan	C ₄ H ₁₀	- 135	- 0.5
Pantan	C ₅ H ₁₂	- 129	36
Hexan	C ₆ H ₁₄	- 94	69
Heptan	C ₇ H ₁₆	- 90	98
Octan	C ₈ H ₁₈	- 59	126
Nonan	C ₉ H ₂₀	- 54	151
Decan	C ₁₀ H ₂₂	-30	174
Undecan	C ₁₁ H ₂₄	- 26	196
Dodecan	C ₁₂ H ₂₆	- 10	216
Heptadecan	C ₁₇ H ₃₆	22	303

Tabelle 9.15: Die homologe Reihe der Alkane

Inhalt:

- [10.1 - Das Phänomen Farbe](#)
- [10.2 - Emissionsfarben](#)
- [10.3 - Anorganische Absorptionsfarben](#)
- [10.4 - Organische Absorptionsfarben](#)
- [10.5 - Färbeverfahren](#)
- [10.6 - Lebensmittelfarbstoffe](#)
- [10.7 - Übungsaufgaben](#)
- [10.8 - Lernkontrolle](#)
- [10.9 - Literatur](#)
- [10.10 - Web-Links](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Komponenten des weissen Lichts kennen
- die Begriffe "Wellenlänge", "Frequenz" und "Amplitude" kennen und damit umgehen können
- die Energien von farbigem Licht berechnen können
- das elektromagnetische Wellenspektrum kennen
- die Entstehung von Emissionsfarben beschreiben können
- die Funktionsweise einer Neonröhre beschreiben können
- wissen, wie Farben bei Übergangsmetallionen erzeugt werden
- einige Pigmente kennen
- wissen, wie die Farben bei organischen Molekülen erzeugt werden
- die fünf organischen Chromophore kennen
- wissen, wie eine Haftung zwischen Faser und Farbstoff entstehen kann
- aufmerksam auf E - Nummern werden

10.1 Das Phänomen Farbe

Die Welt ist bunt. [Farben](#) begegnen uns auf Schritt und Tritt und beeinflussen unser Verhalten. Seien es natürliche Farben, das Grün einer Wiese oder von Blättern, die Farbenpracht blühender Blumen oder Farben, die wir Menschen auf Gegenstände aufgebracht haben, um sie zu verschönern.

Farben haben auch bestimmte Bedeutungen: Die Farbe rot gilt als Schreck-, Signal- oder Warnfarbe. Im Verkehr heisst sie uns die Fahrt zu unterbrechen und anzuhalten. Die Farbe grün gilt als Farbe der Hoffnung, während Blautöne als kalt und beruhigend eingestuft werden. Farben wurden gebraucht um Gefühle oder Stimmungen auszudrücken, so bemalten sich kriegerische Indianer Ihre Gesichter oder Trauernde hüllen sich in schwarz. Selbst zur Kennzeichnung der Hierarchie wurden und werden Farben verwendet, so durften nur Cäsaren und Kaiser des römischen Reiches eine rote Toga tragen oder die Kasteneinteilung in verschiedenen Kulturen erfolgte mittels eines bestimmten Farbtupfers auf der Stirn.

Der Mensch ist längst zu einem Augentier geworden. Der grösste Teil seiner Wahrnehmungen ist verknüpft mit, oder gesteuert durch optische Reize.

Brechung von weissem Licht an einem Prisma

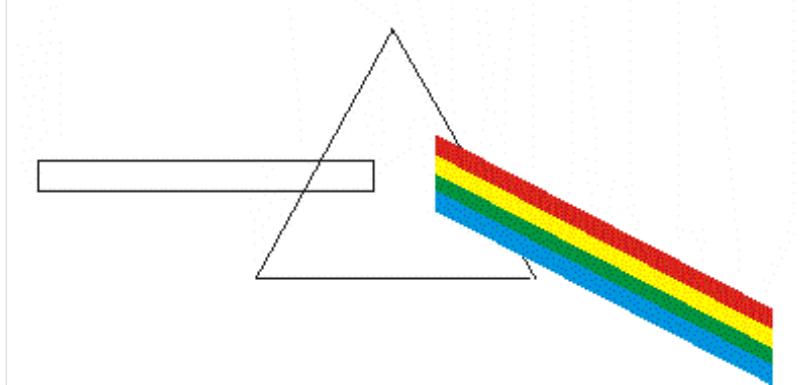
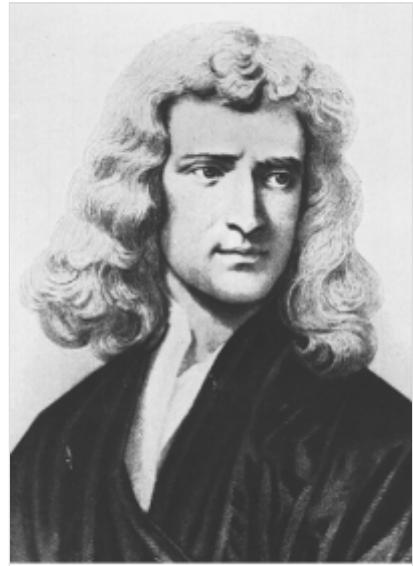


Bild 10.1: Brechung von Licht

Farbe ist ein Phänomen, das direkt mit Licht verknüpft ist. Im 17. Jahrhundert konnte Isaac Newton zeigen, dass sich Sonnenlicht mittels eines Prismas in verschiedene Komponenten zerlegen lässt. Es stellte sich heraus, dass weisses Licht aus verschiedenen Komponenten besteht, die im physikalischen Versuch, aber auch von der Natur bei der Bildung eines Regenbogens sichtbar werden. Weisses Licht setzt sich zusammen aus den Komponenten blau, grün, gelb und rot. Eigentlich enthält Sonnenlicht auch weitere Komponenten, diese können von Menschen allerdings nicht visuell wahrgenommen werden, es ist die infrarote und die ultraviolette Strahlung, die an die Farben rot bzw. blau anschliessen.



Newton, I.

Bild 10.2: Isaac Newton

Theoretische Erkenntnisse anfangs des 20. Jahrhunderts haben zwar den Dualitätscharakter von Licht und auch von Elementarteilchen bestätigt, für die nachfolgenden Überlegungen ist es jedoch sinnvoll Licht als Wellen zu beschreiben. Eine Welle wird im Wesentlichen charakterisiert durch drei verschiedene Parameter:

- **Die Wellenlänge**
 λ
- **die Frequenz**
 v
- **die Amplitude**
 A

Die Wellenlänge λ beschreibt die Strecke die eine Welle zwischen zwei Nulldurchgängen zurücklegt. Die Einheit der Wellenlänge ist Meter (m).

Die Frequenz v beschreibt die Anzahl der Schwingungen, die eine Welle pro Sekunde ausführt. Die Einheit der Frequenz ist pro Sekunde oder Hertz.

Die Amplitude A beschreibt die Intensität einer Welle.

$$[\lambda] = \text{m}$$

$$[v] = \text{s}^{-1} = \text{Hz}$$

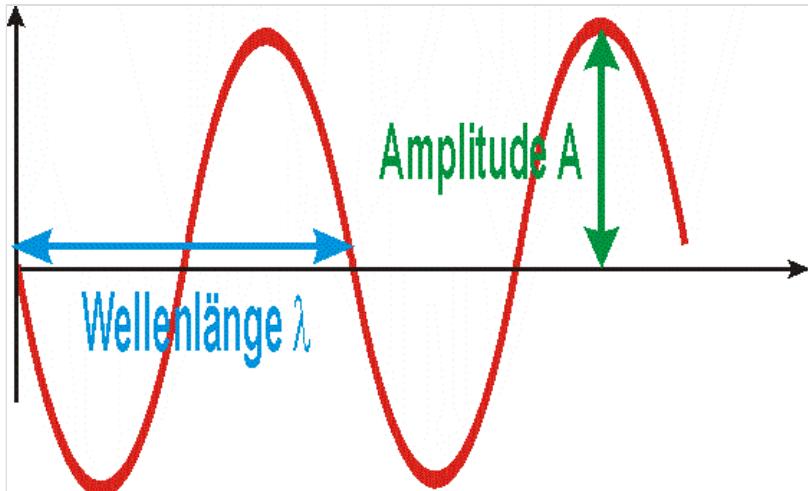


Bild 10.3: Eine Welle

Zwei dieser Parameter, die Wellenlänge λ und die Frequenz v sind über eine einfache Beziehung miteinander verknüpft. Es gilt :

$$c = \lambda \times v$$

dabei ist c die Geschwindigkeit des Lichts ($c = 2.998 \times 10^8$ m/s).

Diese Beziehung sagt aus, dass eine Welle eindeutig bestimmt ist, wenn einer der Parameter Wellenlänge oder Frequenz gewählt ist. Der andere Parameter ist durch obige Beziehung automatisch gegeben.

Die verschiedenen Farben des Lichts unterscheiden sich genau in diesen Größen. Blaues Licht weist eine andere Wellenlänge und damit Frequenz auf als grünes, gelbes oder rotes Licht. Die Wellenlängen der Komponenten weissen Lichts lassen sich wie folgt annähernd beschreiben:

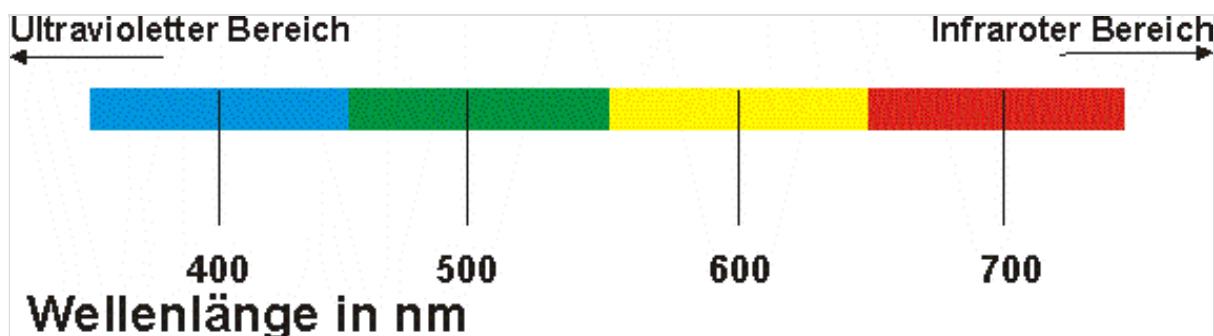


Bild 10.4: Das sichtbare Spektrum des weißen Lichts

Die Energie, die eine Welle besitzt, ist vernüpft mit ihrer Frequenz und damit auch mit ihrer Wellenlänge. Es gilt die folgende einfache Beziehung:

$$E = h \times v \text{ oder}$$

$$E = h \times c / \lambda$$

Dabei ist h das **Planck'sche Wirkungsquantum** ($h = 6.62 \times 10^{-34}$ Js), benannt nach dem deutschen Physiker **Max Planck**. Die Energiebeziehung besagt, dass die verschiedenen Komponenten des weissen Lichts durch ihre verschiedenen Wellenlängen und Frequenzen unterschiedliche Energien besitzen. Die Energie des blauen Lichts ist höher als diejenige grünen Lichts, da es eine kürzere Wellenlänge bzw. eine höhere Frequenz besitzt.

Das Spektrum des sichtbaren Lichts ist allerdings nur ein kleiner Ausschnitt aus dem gesamten Spektrum elektromagnetischer Wellen. Die übrigen Wellen sind für das menschliche



Auge unsichtbar.

Planck, M. K. E. L.

Bild 10.5: Max Planck

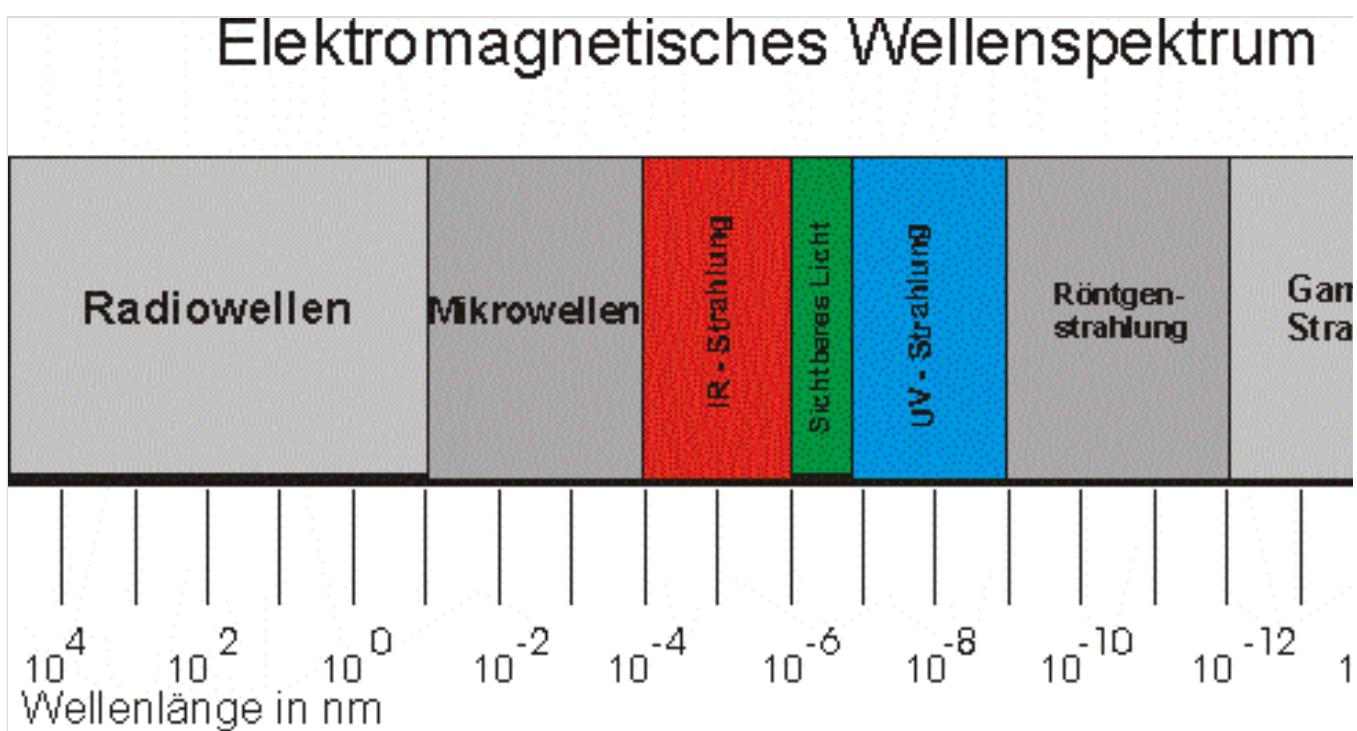


Bild 10.6: Das elektromagnetische Wellenspektrum

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 1, 2 und 3 der Übungsaufgaben.

10.2 Emissionsfarben

Farberscheinungen in unserer Umwelt sind meist auf Umschichtungen von Elektronen

zurückzuführen. So existieren im wesentlichen zwei Prozesse, die Farben erzeugen können:

- Emission von Licht (Emissionsspektren) und
- Absorption von Licht (Absorptionsspektren) und

Bei Emissionsspektren werden Atome durch eine externe Energiequelle, z. B eine Flamme oder beschleunigte Elektronen beeinflusst. Die Atome werden zur Energieaufnahme gezwungen und reagieren darauf, indem sie einen Teil ihrer Elektronen in einen energetisch höheren Zustand bringen. Die Atome befinden sich so in einem energetisch ungünstigeren, einem **angeregten Zustand**. Um wieder in den energetischen Grundzustand zurückkehren zu können, geben die Atome nun die aufgenommene Energie wieder ab. Diese Energieabgabe kann in Form von elektromagnetischer Strahlung, Licht erfolgen. Falls das abgestrahlte Licht eine Wellenlänge innerhalb des sichtbaren Spektrums aufweist, kann die Strahlung vom menschlichen Auge als farbiges Licht wahrgenommen werden. Dieser Vorgang kann bildlich dargestellt werden:

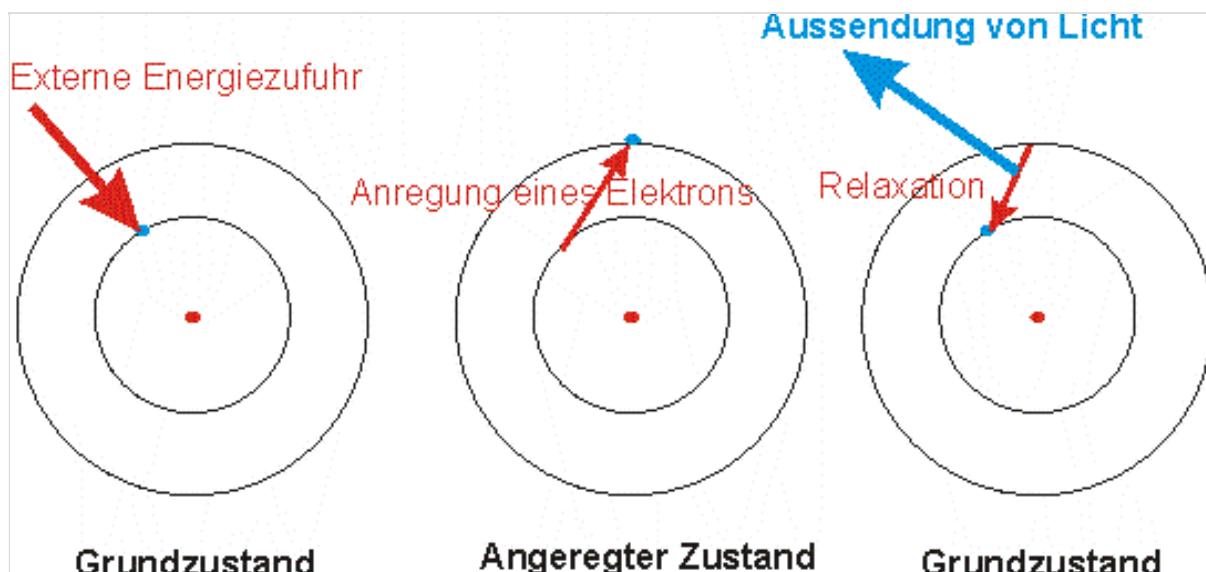


Bild 10.7: Prinzip der Erzeugung von Emissionsfarben

Da es sich bei diesem Prozess um Umwandlungen von Energien handelt, kann das Ganze auch durch die Energieniveaus von Elektronen dargestellt werden.

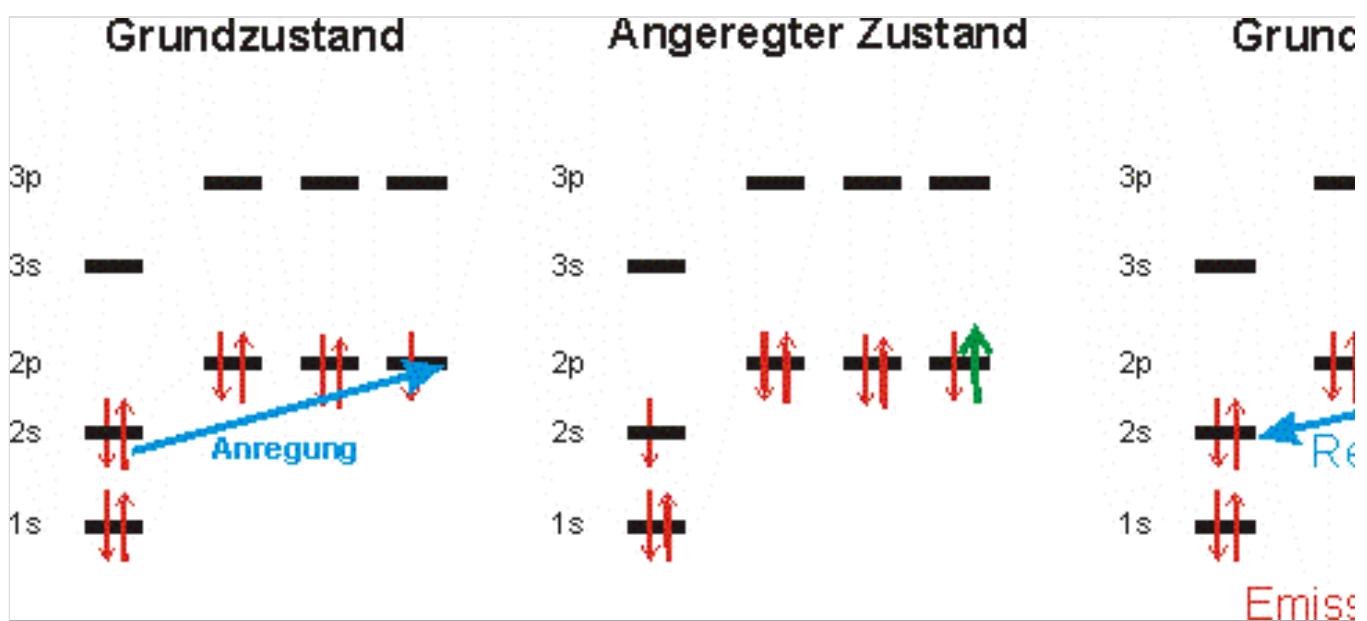


Bild 10.8: Prinzip der Erzeugung von Emissionsfarben

Das abgestrahlte Licht muss nun genau der Energiedifferenz der beteiligten Orbitale entsprechen. Anders ausgedrückt heißt dies, die Wellenlänge und damit die Farbe des abgestrahlten Lichts ist abhängig davon, welchen Energieunterschied die Orbitale besitzen, zwischen welchen die elektronische Anregung und die Relaxation stattfindet. Unter dieser Voraussetzung muss ein Atom unter denselben Bedingungen immer dieselbe Wellenlänge erzeugen und da den Elektronen definierte Energiezustände zugeschrieben werden können, ist die Wellenlänge des abgestrahlten Lichts konkret und definiert. Man beobachtet z. B. beim Element Natrium, das in eine Flamme gebracht wird stets eine gelbe Lichterscheinung. Sie ist zurückzuführen auf die Anregung eines einzigen Elektrons pro Atom. Die Wellenlänge des erzeugten Lichts ist 589 nm. Dieses gelbe Licht wird immer dann erzeugt, wenn Natrium selbst oder Natriumverbindungen verbrannt werden. Dies geschieht sicherlich mancherorts zur Analyse von Verbindungen oder Gemischen, andererseits entsteht die gelbe Färbung aber auch wenn natriumhaltige Stoffe, z. B. Holz verbrannt werden. Die gelbe Farbe, die ein Kaminfeuer erzeugt, ist im wesentlichen genau auf die Anregung und anschliessende Relaxation von Natriumverbindungen zurückzuführen.

Ein analoger Prozess spielt sich ab in einer Neonröhre. Das Licht einer Neonröhre wird erzeugt durch die Anregung und anschliessende Relaxation von Neonatomen. Die externe Energie, welche zugeführt wird, um die Anregung zu erzeugen ist allerdings nicht thermische Energie, Wärme, sondern die kinetische Energie von Elektronen, die in einer Spannungsquelle erzeugt werden und durch den mit Neonatomen gefüllten Raum zur Anode hin beschleunigt werden. Die kinetische Energie der Elektronen wird beim Aufprall auf die Neonatome umgewandelt und Elektronen der Neonatome in einen energetisch ungünstigeren Zustand versetzt.

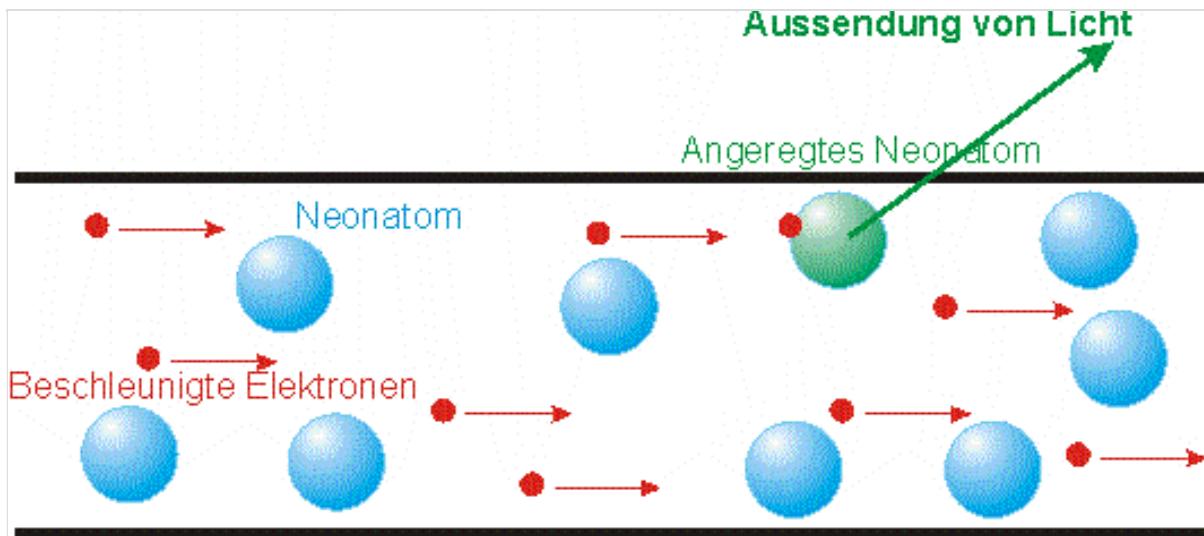


Bild 10.9: Das Prinzip einer Neonröhre

10.3 Anorganische Absorptionsfarben

Befindet man sich in einem absolut dunklen Raum, so kann Licht erzeugt werden, indem man bestimmte Stoffe verbrennt und oder durch eine hohe Spannung anregt. In beiden Fällen werden Emissionsfarben erzeugt. Ohne dieses Licht lassen sich die Farben von Gegenständen, die sich in diesem Raum befinden jedoch nicht erkennen. Es sind Farbphänomene zu deren Farbigkeit selbst Licht notwendig ist. Es sind Absorptionsfarben

Die Absorptionsfarben von Gegenständen oder Textilien entstehen dadurch, dass sie von Licht be- oder durchschienen werden. Bei diesem Prozess wird ein Teil des eingestrahlten Lichts umgewandelt, Elektronen werden angeregt und damit ist die Farbe erzeugt.

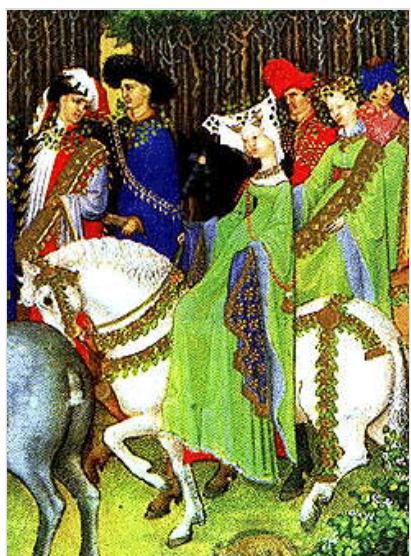


Bild 10.10: Eine Ikone

Historisch gesehen sind vor allem die Farben von Übergangsmetallen und deren Ionen von Bedeutung. Sie wurden früher eingesetzt als Farbpigmente und namhafte Maler haben sie verwendet um damit ihre Kunstwerke zu fertigen. Um das Phänomen Farbe bei Übergangsmetallen zu verstehen, muss noch einmal kurz auf die Elektronenverteilung, im Speziellen auf die Elektronen in den d - Orbitalen eingegangen werden:

Der Einfachheit halber wurden bisher die 5 d-Orbitale eines Elements als energetisch gleichwertig betrachtet. Eine genauere Betrachtung ergibt allerdings, dass von den 5 d-Orbitalen jeweils drei bzw. zwei gleichwertig sind, die beiden Gruppierungen sich aber energetisch unterscheiden. In Bildern ausgedrückt, heißt das folgendes:

Energieniveaus von Atomorbitalen

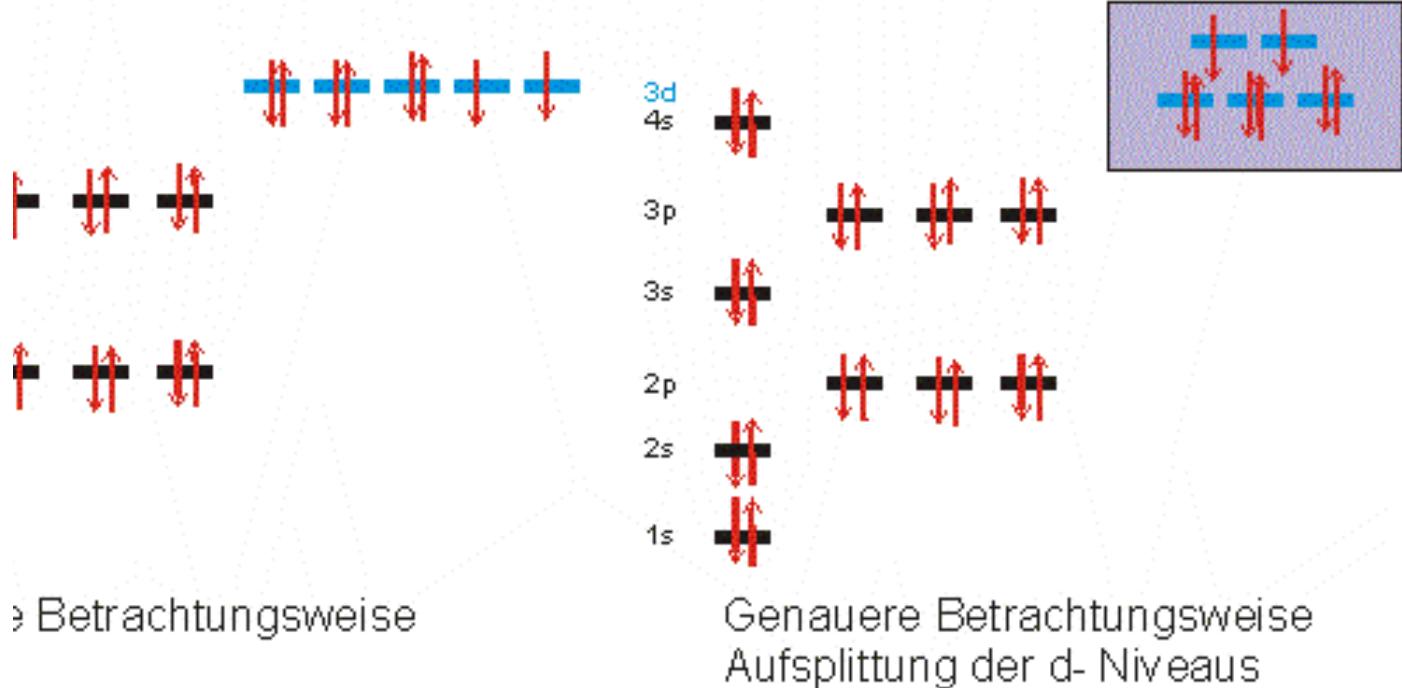


Bild 10.11: Die Energien in d - Orbitalen

Die Farbe eines Übergangsmetalls wird nun dadurch erzeugt, dass ein einfallender Lichtstrahl mindestens ein Elektron in einem d - Orbital anregt. Dabei wird die Energie des Lichts umgewandelt und fehlt danach im austretenden Lichtstrahl. Die eine Komponente des Lichts wurde umgewandelt, absorbiert, vom Übergangsmetall quasi geschluckt. Durch die Absorption einer Komponente des weissen Lichts erscheint der austretende Lichtstrahl verändert. Er weist eine **Farblücke** auf. Der Farbeindruck, der dadurch entsteht, entspricht der **Komplementärfarbe** der absorbierten Komponente, d. h. eine rot erscheinende Lösung eines Übergangsmetalls absorbiert grünes Licht.

Die Beziehungen zwischen Wellenlänge, Frequenz und Energie gelten dabei nach wie vor.

$$E = h \times v$$

oder

$$E = h \times c / \lambda$$

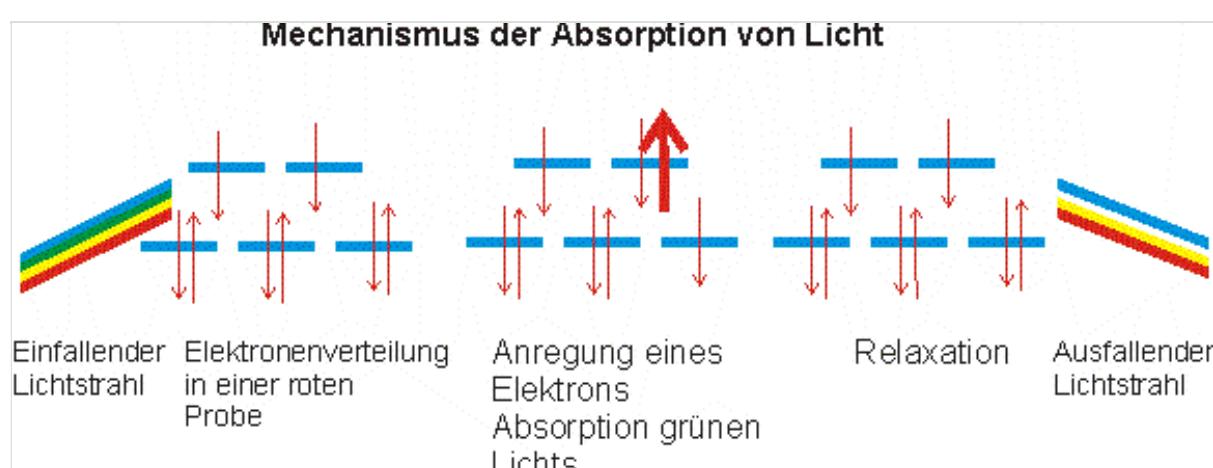


Bild 10.12: Absorption

So kann der Energieunterschied zweier d - Orbitale in einer Übergangsmetallverbindung ermittelt und bestimmt werden. Eine weitere Konsequenz aus dieser Betrachtung ist die, dass der energetische Abstand der d - Orbitale keineswegs einen konstanten Wert aufweist, sondern sehr stark abhängig ist von der Art der Verbindung, bzw. der Atome, die direkt mit dem Übergangsmetall in Wechselwirkung stehen.

Die so erzeugte Farbe ist nicht nur ästhetisch wertvoll, sondern geradezu charakteristisch für ein Übergangsmetallion mit einer definierten Umgebung. Dies kann ausgenutzt werden, um eine Verbindung nachzuweisen bzw. sie zu identifizieren. Die chemische Analyse nützt dies aus bei der Erzeugung von Spektren im ultravioletten und sichtbaren Bereich **UV/VIS-Spektroskopie**. Abgebildet ist das UV/VIS - Spektrum einer wässrigen Lösung von Co^{2+} - Ionen ($[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$).

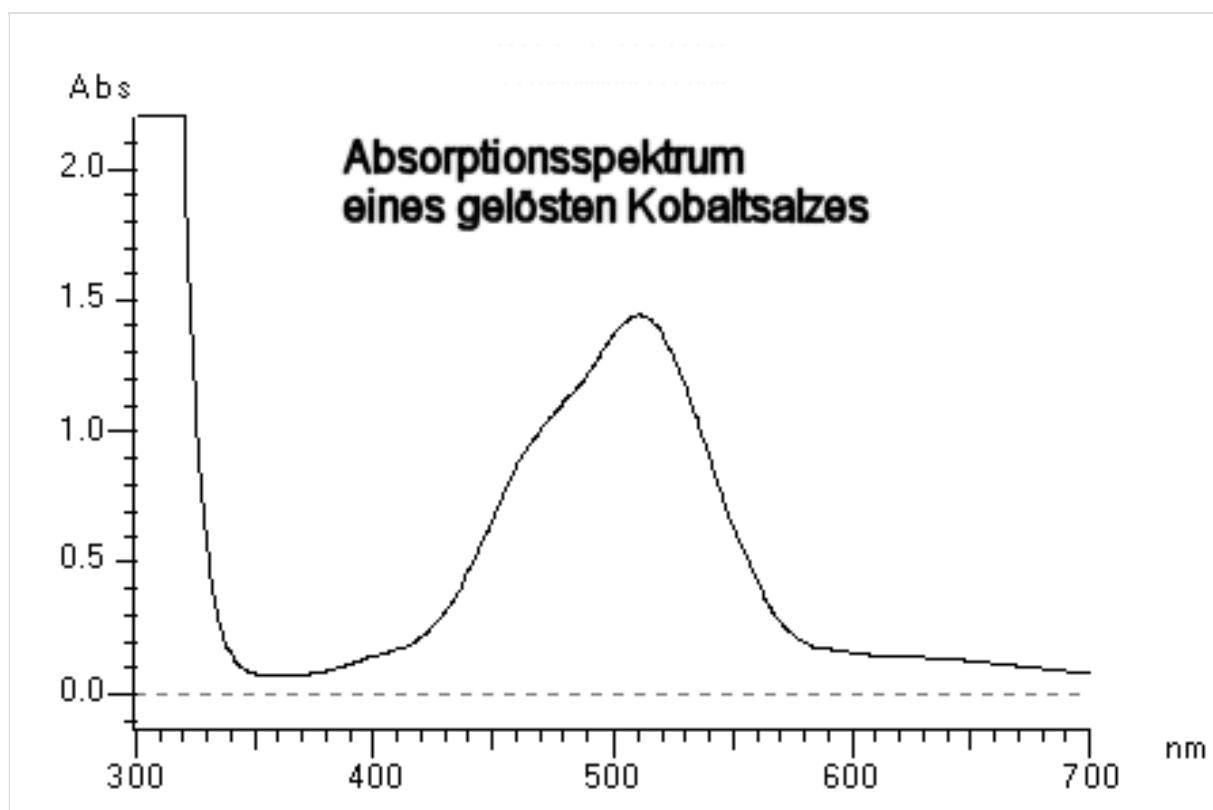


Bild 10.13: Das UV/VIS-Spektrum von $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$

In der Folge sind einige

Pigmente aufgelistet, die von namhaften Malern im letzten Jahrtausend verwendet wurden. Man muss allerdings nicht so weit zurückgehen, um eine Anwendung von farbigen Übergangsmetallpigmenten zu suchen: Bis vor nicht allzu langer Zeit wurden Kellerräume mit **Bleiblei** gestrichen, die schillernden Farben von Autos sind z. T. heute noch auf anorganische Farbpigmente zurückzuführen und da und dort sind Gegenstände farbig aufgrund von Übergangsmetallverbindungen. Selbstverständlich sind diese Verbindungen dort nicht anzutreffen, wo gesundheitliche Bedenken angeführt werden können, z. B. bei Kleinkinderspielsachen, Lebensmitteln oder Kosmetika.

Name des Pigments	Formel
Bleiweiss	$2\text{Pb}(\text{CO}_3)_2 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$
Cadmiumgelb	CdS
Chromgelb	PbCrO_4
roter Ocker	Fe_2O_3
Bleimennige	Pb_3O_4
Ultramarin	$\text{Na}_{8-10}\text{Al}_6\text{Si}_6\text{O}_{24}\text{S}_{2-4}$
Kobaltblau	$\text{CoO} \times \text{Al}_2\text{O}_3$
Malachit	$2 \text{CuCO}_3 \times \text{Cu}(\text{OH})_2$
Grünspan	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \times (\text{CH}_3\text{COO})_2 \times 5 \text{H}_2\text{O}$

Tabelle 10.1: Farbpigmente

10.4 Organische Absorptionsfarben

Organische Farbstoffe, deren Farbigkeit auf der Absorption von farbigem Licht beruht, sind keine Erfindung der Menschheit. Sicherlich haben es Menschen verstanden die [Vorbilder der Natur](#) zu übernehmen und den eigenen Wünschen anzupassen, aber Früchte, Beeren und Gemüse produzieren organische Absorptionsfarbstoffe und beleben dadurch unseren Alltag. Zwei sehr gut bekannte Farbstoffe aus der Pflanzenwelt sind der [orange Farbstoff](#) von Karotten, [Carotin](#) und der intensiv [rote Farbstoff](#) von Tomaten, [Lycopin](#).



Bild 10.14: Karotten

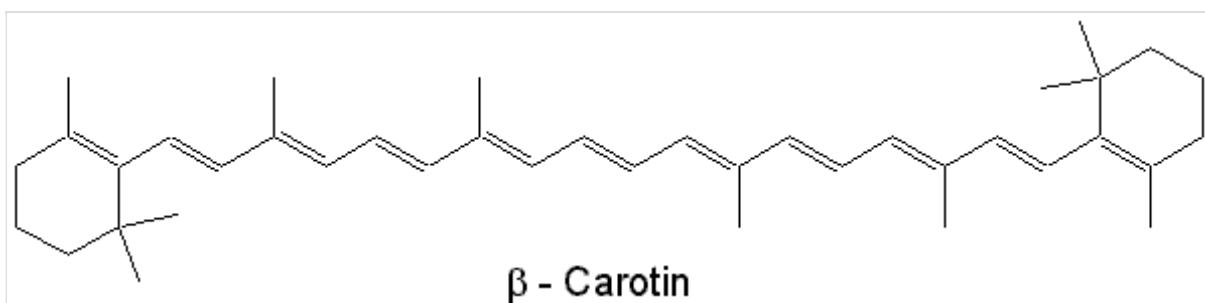


Bild 10.15: Carotin

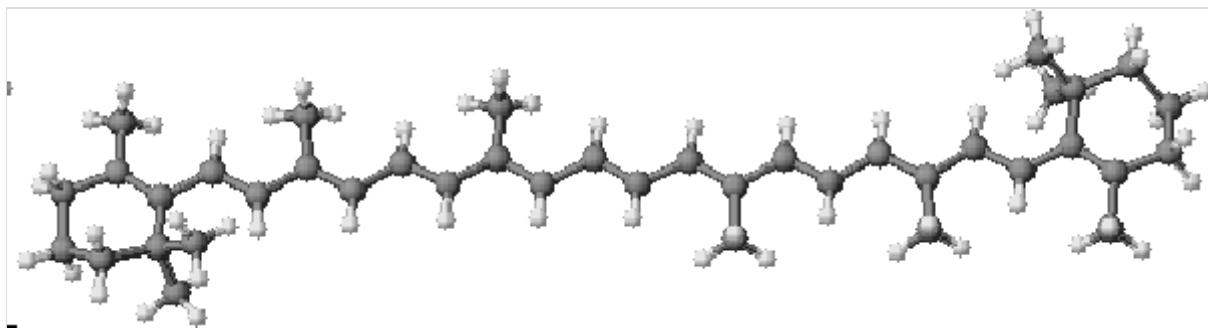


Bild 10.16: Carotin

Die Erzeugung der Farbe in organischen Molekülen geschieht in der selben Weise, wie bei den anorganischen Absorptionsfarben. Allerdings enthalten organische Moleküle und Atome keine d - Orbitale in denen Elektronen angeregt werden können. Organische Farbstoffe weisen dafür ein ausgeprägtes **π - Elektronensystem** auf, in welchem Elektronen durch das sichtbare Licht angeregt werden können. Das π - Elektronensystem ist an der Molekülstruktur leicht zu erkennen, es ist eine ausgedehnte Abfolge von Einfach- und Doppelbindungen.

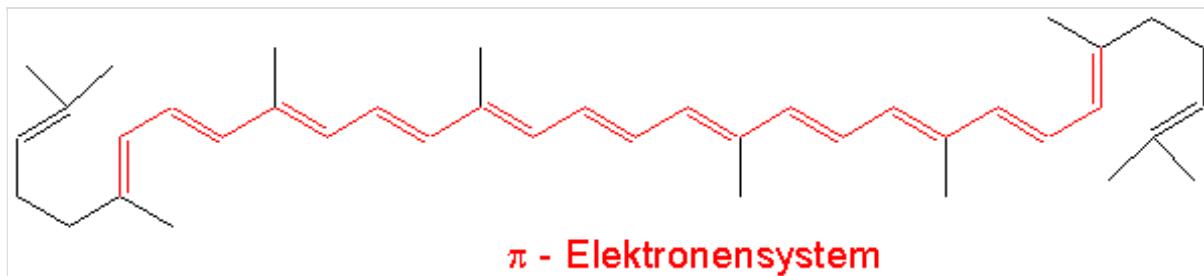


Bild 10.17: Ein π - System

Die **Absorption** des Lichts geschieht innerhalb dieses π - Systems und es gilt nach wie vor, dass die absorbierte Farbe der Komplementärfarbe der beobachteten Farbe entspricht. Das Π - System selbst kann nun verschieden aufgebaut sein. Es bildet das Grundgerüst des Farbstoffs und wird deshalb als **Chromophor** (=Farcträger) bezeichnet. Die Unterschiede der **Chromophoren** geben Anlass zur Klassierung der organischen Farbstoffe in fünf verschiedene Klassen:

1. Azofarbstoffe

Der **Chromophor** , das Grundgerüst eines **Azofarbstoffes** sind zwei über eine **Azo-Brücke** verknüpfte Benzolringe. Es bildet zugleich das Elektronensystem, das für die Farbigkeit verantwortlich ist. Durch Variation der an die Benzolringe angehängten Gruppen wird eine Veränderung der Farbe und der Farbintensität bewirkt.

Methylorange , ein häufig gebrauchter Säure-Base-Indikator ist ein Azofarbstoff. Methylorange **Azo-Brücke** ändert seine Farbe wie jeder **Säure-Base-Indikator** durch eine

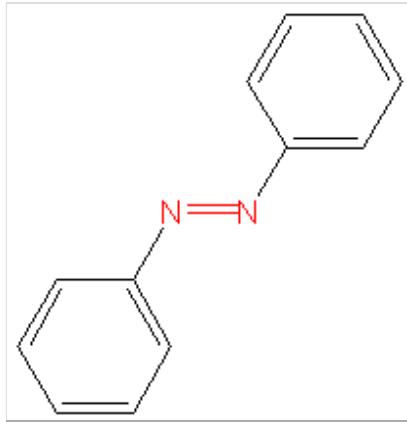


Bild 10.18: Der Chromophor eines Azofarbstoffs

2. Triphenylmethanfarbstoffe

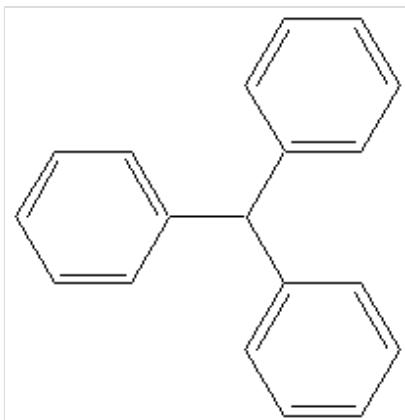


Bild 10.21: Der Chromophor eines Triphenylmethanfarbstoffs

Farbstoffe, die zur Klasse der [Triphenylmethanfarbstoffe](#) gehören, besitzen als Chromophor eine [Triphenylmethangruppe](#). Zu ihnen gehören die beiden Säure-Base-Indikatoren [Phenolphthalein](#) und [Bromthymolblau](#). Obwohl [Bromthymolblau](#) und [Phenolphthalein](#) der selben Farbstoffklasse angehören, zeigen sie völlig unterschiedliche Farben in sauren oder basischen Lösungen.

3. Anthrachinonfarbstoffe

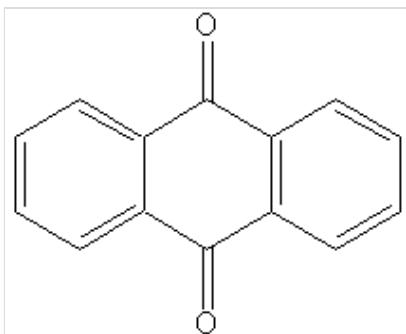


Bild 10.25: Der Chromophor eines Anthrachinonfarbstoffs

Färbung von Tafelbutter verwendet. Anthrachinonfarbstoffe sind meist Küpenfarbstoffe.

Das Grundgerüst eines [Anthrachinonfarbstoffs](#) ist das Molekül [Anthrachinon](#). Es ist eine oxidierte Form des Anthracen. Dank ihrer Lichtechnik sind Anthrachinonfarbstoffe noch heute begehrte Farbstoffe. [Alizarin](#), als ein sehr bekannter Vertreter der Anthrachinonfarbstoffe wurde bereits 1870 aus Krappwurzeln isoliert. Später wurde [Alizarin](#) als Lebensmittelfarbstoff zur

4. Indigofarbstoffe

Zu den [Indigofarbstoffen](#) gehören einige wertvolle natürliche und künstliche Farbstoffe. [Indigo](#) selbst wurde bereits vor mehr als 4000 Jahren verwendet, erlebte seine Blüte aber

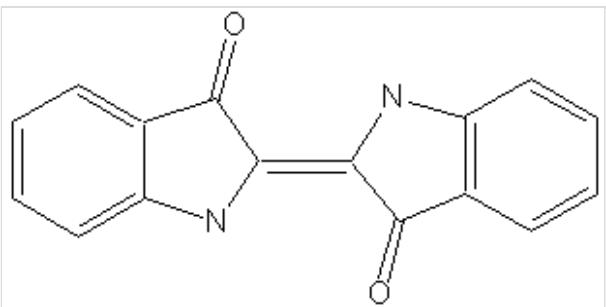


Bild 10.28: Indigo

erst im vorletzten Jahrhundert als Lewis damit begann Arbeiterhosen mit [Indigo](#) einzufärben. Es entwickelten sich daraus die heute überall bekannten und bereits gesellschaftsfähigen Jeans. Ein chemisch dem Indigo enger Verwandter ist das [Purpur](#) welches im Altertum aus [Purpurschnecken](#) gewonnen wurde. Das entsprechend teure [Purpur](#) war Adeligen vorbehalten.

5. Phthalocyaninfarbstoffe

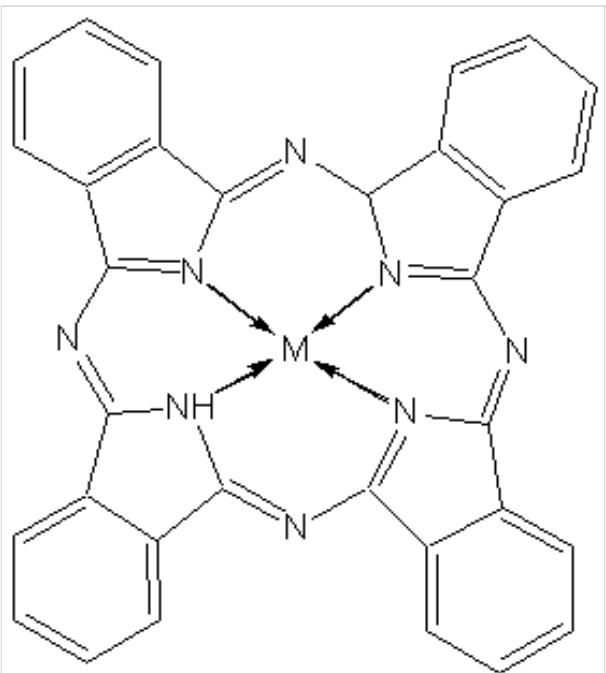


Bild 10.32: Ein Phthalocyaninfarbstoff

[Phthalocyaninfarbstoffe](#) sind Farbstoffe, die der Natur, dem [Chlorophyll](#) im Speziellen nachempfunden sind. Sie bestehen aus einem ausgedehnten [Chelatliganden](#), einem [Porphyrin](#) in dessen Zentrum ein Metallion eingebettet ist. Durch verschiedene Metallionen können verschiedene Farben erzeugt werden. Phthalocyaninfarbstoffe besitzen besonders bei der Färbung von Kunststoffen eine enorme Bedeutung. So ist auch der Farbstoff in Compactdiscs, der ihre Verwendung erst möglich macht, ein Phthalocyaninfarbstoff.

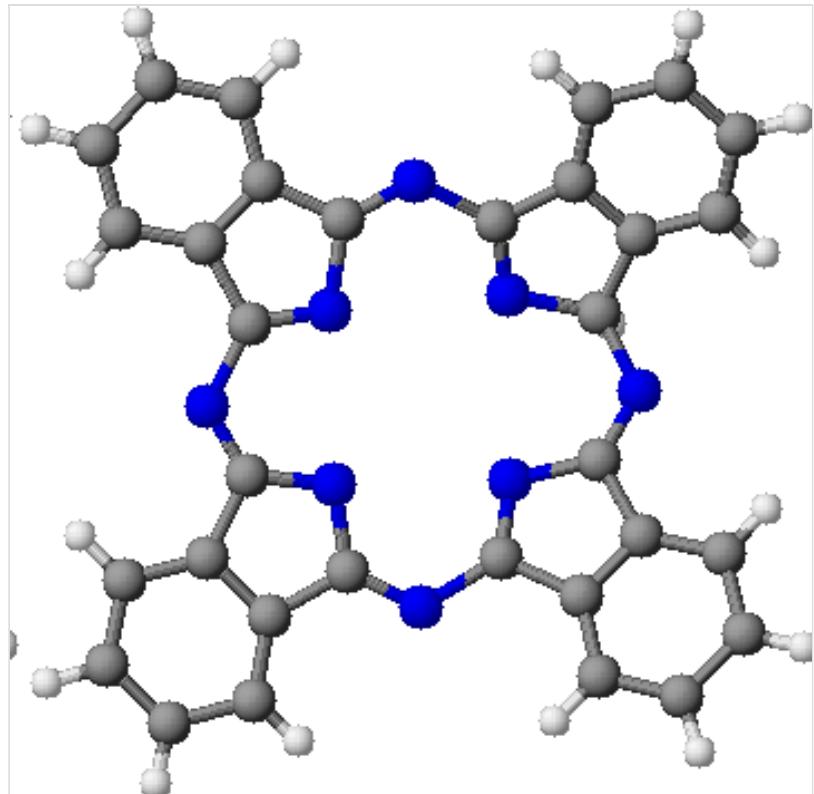


Bild 10.33: Ein Phthalocyaninfarbstoff

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 4 und 5 der Übungsaufgaben.

10.5 Färbeverfahren

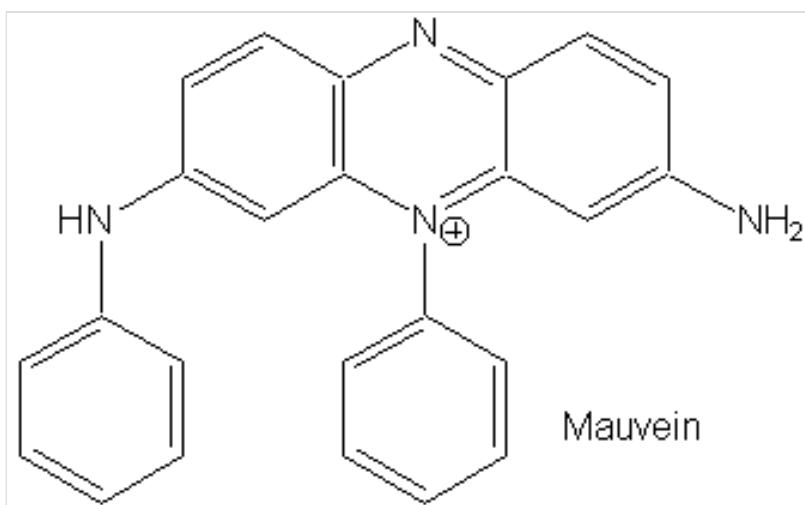


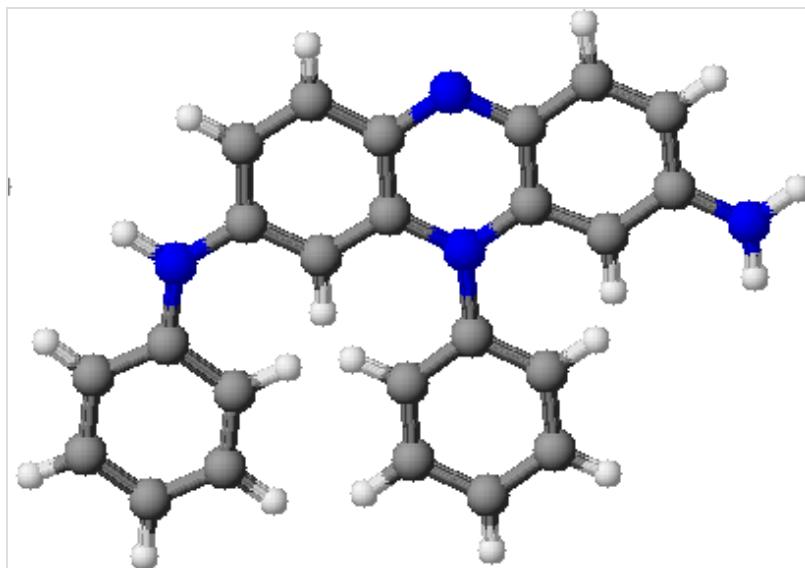
Bild 10.34: Mauvein



Bild 10.35: William H. Perkin

Insbesondere das Färben von Textilien stellte im 19. Jahrhundert eine neue Herausforderung an die Chemie dar. Bis anhin waren einige Farbstoffe bekannt, mit denen sich Textilien dauerhaft färben ließen. Meist kamen Naturfarbstoffe zum Einsatz, deren Lichtechnik oder aber Farbton oft zu wünschen

übrig liessen. Das Angebot war begrenzt. Erst durch die Entdeckung des ersten künstlichen Farbstoffs, [Mauvein](#) im Jahre 1856 durch **W. H. Perkin** konnten gezielt Farbstoffe hergestellt werden, die den Wünschen der Kunden entsprachen. Es entwickelte sich ein ganzer Industriezweig mit der Aufgabe Textilien nachhaltig zu färben.



[Bild 10.36: Mauvein](#)

Mit der Textilfärberei waren aber auch Kenntnisse bezüglich der Struktur der zu färbenden Faser notwendig. Man musste sich aneignen, zu wissen, wie die Farbstoffe an der Textilfaser haften. Schliesslich lassen sich verschiedene Farbstoffe auf Grund der Art der Wechselwirkung zwischen Faser und Farbstoff klassieren. Die verschiedenen Färbetechniken sind der entsprechenden Problemstellung angepasst.

1. Saure Farbstoffe

Saure Farbstoffe besitzen saure funktionelle Gruppen wie z. B. -COOH, -SO₃H oder phenolisches -OH, welche in einer Säure-Base-Reaktion zu den einfach geladenen [Anionen](#) werden. Die Fasern selbst, es eignen sich vor allem Wolle, Seide und Polyamidfasern ([Proteinfasern](#)) werden protoniert und dadurch positiv geladen. Die Haftung zwischen Faser und Farbstoff ist demzufolge eine ionische Wechselwirkung.

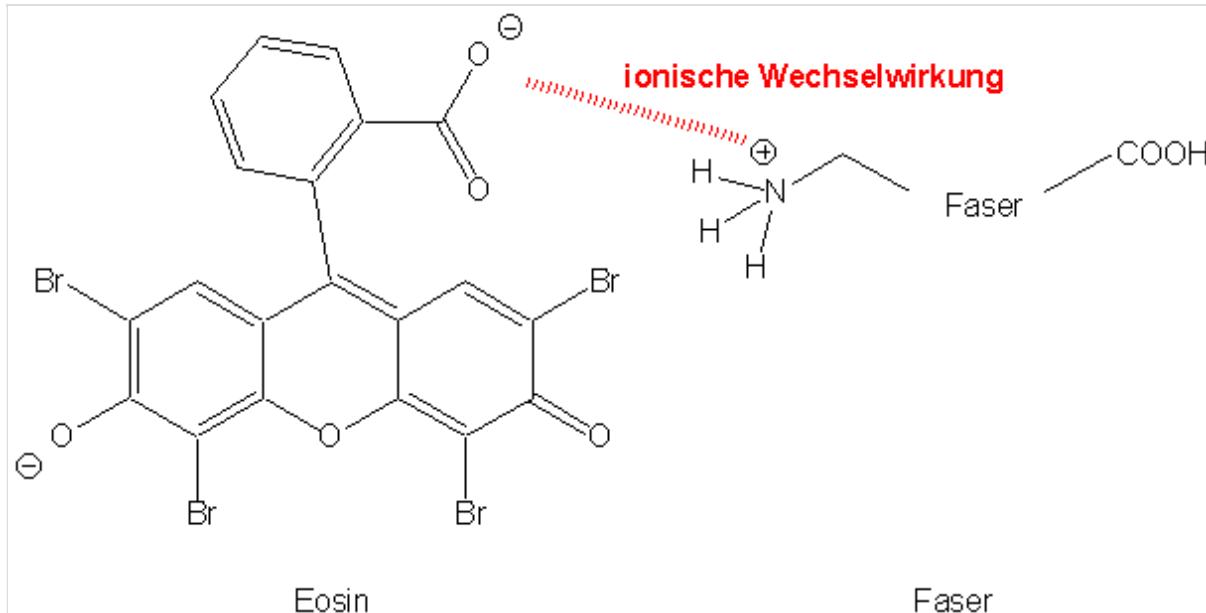


Bild 10.37: Eosin

2. Basische Farbstoffe

Basische Farbstoffe besitzen basische funktionelle Gruppen wie z. B. $-\text{NH}_2$, oder $-\text{NR}_2$. Sie werden hauptsächlich zur Färbung von Polyacrylnitrilfasern verwendet, es können aber auch Peptidfasern wie Wolle und Seide damit behandelt werden. Die Haftung zwischen Faser und Farbstoff geschieht in der selben Weise, allerdings ist in diesem Fall der Farbstoff positiv geladen, die Faser negativ.

3. Beizenfarbstoffe

Beizenfarbstoffe werden verwendet, wenn die Affinität zwischen der Faser und dem Farbstoff zu gering ist, um eine Echtheit zu garantieren, d. h. der Farbstoff leicht wieder von der Faser abgetrennt werden kann. Beizen dienen hier als Bindemittel zwischen Faser und Farbstoff. Beizen sind Lösungen von Aluminium-, Chrom- oder Eisensalzen. Die Faser wird getränkt mit einer dieser Metallsalzlösungen, worauf sich die Metallionen fein verteilt auf der Oberfläche der Faser befinden. Ein geeigneter Farbstoff kann nun ebenfalls in Wechselwirkung mit dem Metallion treten. Die Metallionen werden so auf der einen Seite von der Faser auf der anderen Seite vom Farbstoff umgeben, so dass ein eigentlicher stabiler Komplex entsteht. Es entsteht oft ein unlöslicher Metallkomplex.

4. Entwicklungsfarbstoffe

Entwicklungsfarbstoffe sind Azofarbstoffe die auf der Faser direkt hergestellt werden. Die Faser wird mit der basischen Lösung einer Kupplungskomponente getränkt und danach zur Bildung des Farbstoffs in eine kalte Lösung eines Diazoniumsalzes gegeben. Der Farbstoff bildet sich dabei direkt auf der Faser und haftet durch Adsorptionskräfte. Da basische Lösungen Proteinfasern (Wolle, Seide) zerstören, können Direktfarbstoffe hierfür nicht verwendet werden. Es eignen sich besonders Cellulosefasern (Baumwolle, Leinen) zur Färbung.

5. Direktfarbstoffe

Direktfarbstoffe liegen in einer wässrigen Lösung in kolloidaler Form vor. Sie werden auf die Textilfaser in einer "Flotte" aufgezogen und verteilen sich in makroskopischen Zwischenräumen. Für die Haftung zwischen der Faser und dem Farbstoff sind zwischenpartikuläre Kräfte, Van-der-Waals- oder Dipol-Dipol-Kräfte verantwortlich. Sehr viele Azofarbstoffe eignen sich als Direktfarbstoffe. Sie werden im Inneren der Faser als Farbstoffagglomerate eingelagert.

6. Küpenfarbstoffe

Küpenfarbstoffe sind wasserunlösliche Farbstoffe. Sie können dadurch nur sehr schlecht auf eine Faser übertragen werden. Durch eine Reduktion (Verkübung) kann ein derartiger Farbstoff jedoch in eine wasserlösliche Form (Leuko-Form) gebracht, eigentlich reduziert werden. Die Faser wird nun mit in dieser Lösung (Küpe) getränkt, worauf die reduzierte Form des Farbstoffs auf die Faser aufzieht. Die abschliessende Oxidation oft mittels Sauerstoff, durch Stehenlassen an der Luft, überführt die Leuko-Form des Farbstoffs wieder in gewünschte Form, d. h. das Textil färbt sich langsam beim Trocknen, wenn es der Küpe entnommen wird. Das wohl bekannteste Beispiel eines Küpenfarbstoffs ist Indigo.

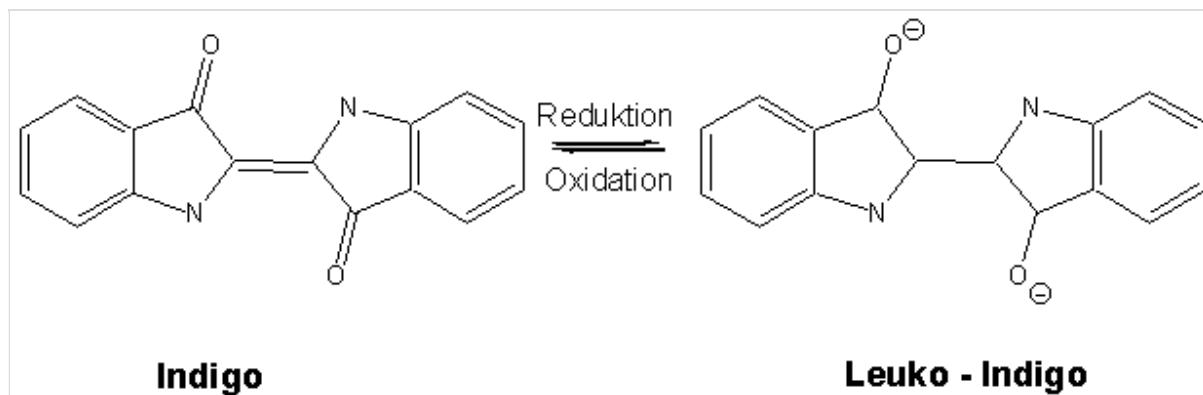


Bild 10.38: Indigo

7. Reaktivfarbstoffe

Reaktivfarbstoffe enthalten spezielle funktionelle Gruppen, die in der Lage sind mit der Faser direkt eine kovalente Bindung einzugehen. Der Farbstoff wird dadurch besonders waschecht. Reaktivfarbstoffe werden am häufigsten zur Färbung von Cellulosefasern verwendet.

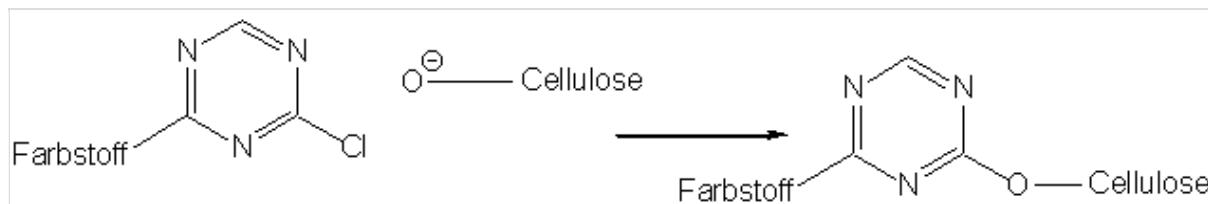


Bild 10.39: Ein Reaktivfarbstoff

8. Dispersionsfarbstoffe

Viele synthetische Fasern lassen sich nicht mit Direktfarbstoffen färben, da diese auf Grund des unpolaren Charakters der Faser nicht adsorbiert werden können. Der Trick der Dispersionsfarbstoffe besteht darin, sie im Wasser fein zu verteilen und mittels Quellmitteln auf die Faser diffundieren zu lassen. Dispersionsfarbstoffe sind hydrophob, wasserabstossend.

und besitzen dadurch eine gute Waschechtheit.

10.6 Lebensmittelfarbstoffe

Unsere Welt ist bunt. Sie ist es tatsächlich. Neben all den natürlichen Farbeindrücken und den Farben die den Menschen zur Verfügung stehen die Umwelt zu verschönern, haben Farbstoffe auch vor unseren Nahrungsmitteln nicht halt gemacht. Einige Nahrungsmittel sind versetzt mit verschiedenen Stoffen wie Konsistenzgebern, Antioxidantien und vielem mehr. Viele Nahrungsmittel sind aber auch versetzt mit natürlichen oder künstlichen Farbstoffen, damit sie besser aussehen. Man isst auch mit dem Auge!

Selbstverständlich müssen Lebensmittelhersteller genau deklarieren welche Farbstoffe sie einer Speise zugegeben haben und auch für die Farbstoffe selbst gelten strenge Regeln die eingehalten werden müssen, damit der Verzehr gefärbter Speisen keine unerwünschten Nebenwirkungen erzeugt. Die heute verwendeten Lebensmittelzusatzstoffe sind tabelliert in einer Liste mit E - Nummern. Ein Teil dieser Liste umfasst [Farbstoffe](#). Nachstehend ist ein Teil der Liste der E - Nummern aufgeschrieben. Es sind Farbstoffe, die den Weg in unsere Lebensmittel gefunden haben.

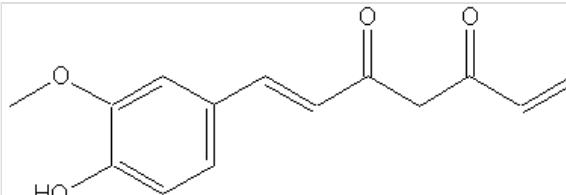
E - Nummer	Name	Struktur
E 100	Kurkumin	 Kurkumin

Bild 10.41: Kurkumin

E 101  Riboflavin, Riboflavin-5'-phosphat

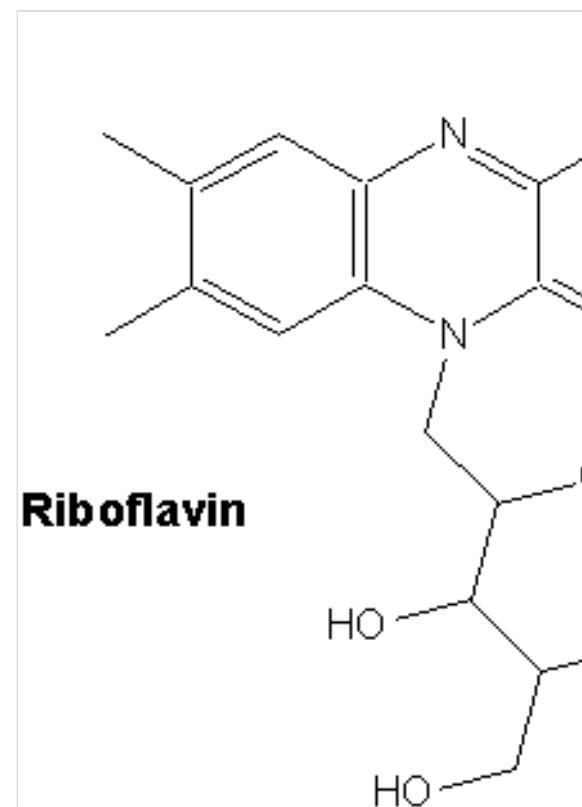


Bild 10.43: Riboflavin, Riboflavin-5'-phosphat

E 102  Tartrazin

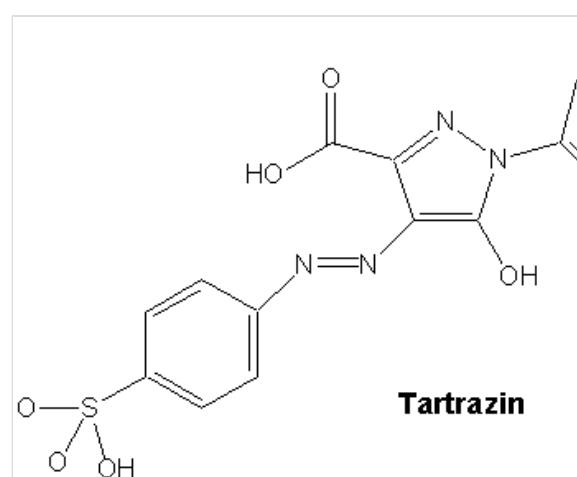


Bild 10.45: Tartrazin

E 104  Chinolingelb

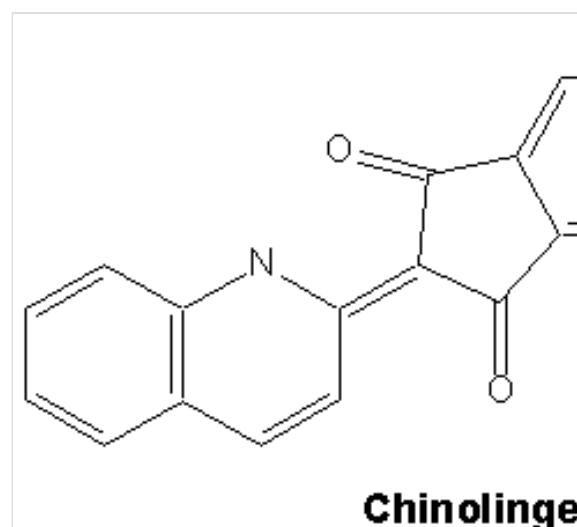
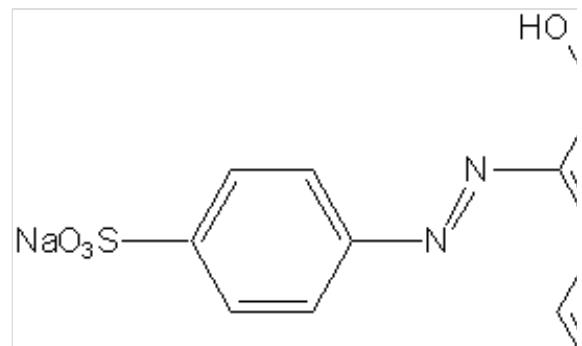


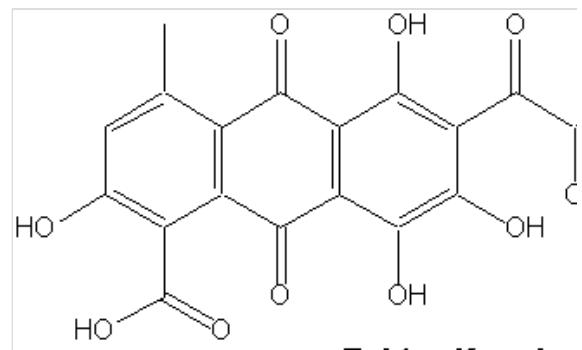
Bild 10.47: Chinolingelb



E 110 Gelborange S

Gelborange S

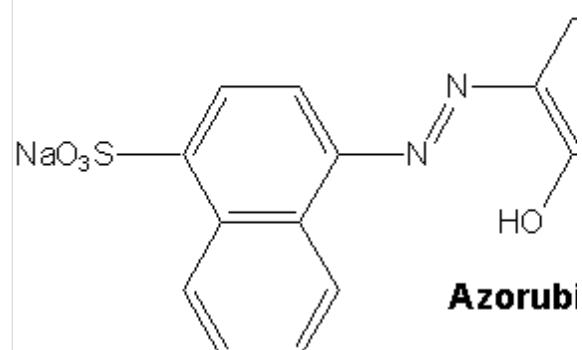
Bild 10.49: Gelborange S



E 120 Karmin

Echtes Karmin

Bild 10.51: Karmin



E 122 Azorubin

Azorubin

Bild 10.53: Azorubin

E 123  Amaranth

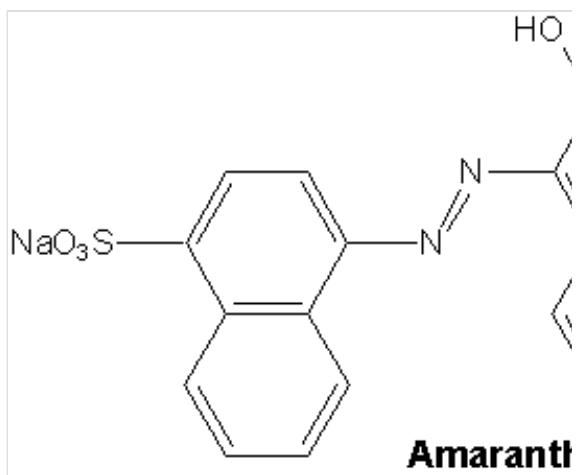


Bild 10.55: Amaranth

E 124  Cochenillerot A

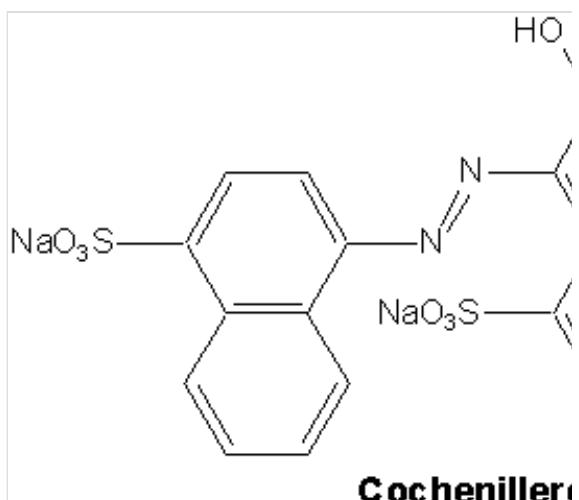
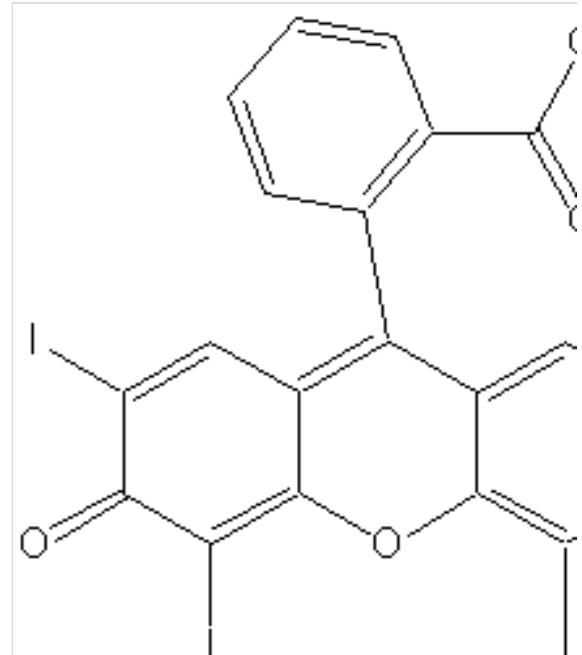


Bild 10.57: Cochenillerot A

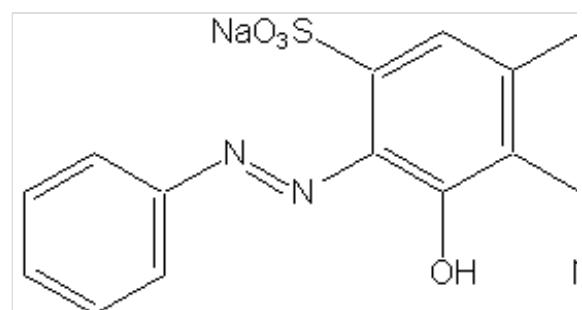
E 127  Erythrosin



Erythrosin

Bild 10.59: Erythrosin

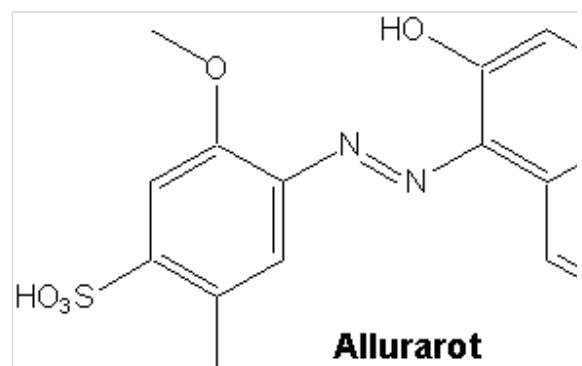
E 128 Rot 2G



Rot 2G

Bild 10.61: Rot 2G

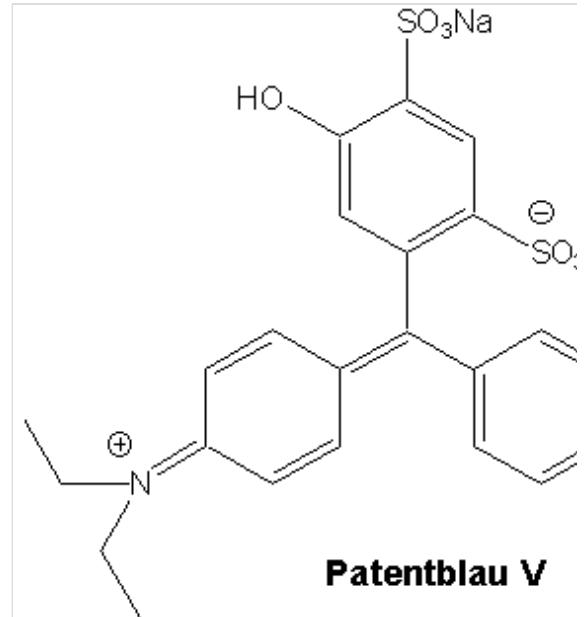
E 129 Allurarot AC



Allurarot

Bild 10.63: Allurarot AC

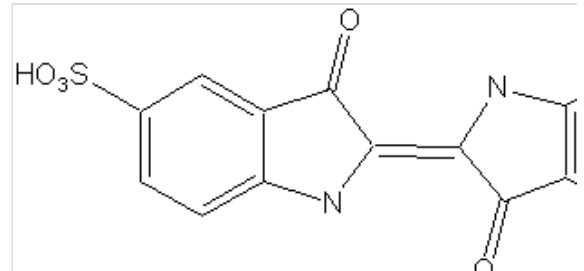
E 131 Patentblau V



Patentblau V

Bild 10.65: Patentblau V

E 132 Indigotin I



Indigotin

Bild 10.67: Indigotin I

E 133 Brilliantblau FCF

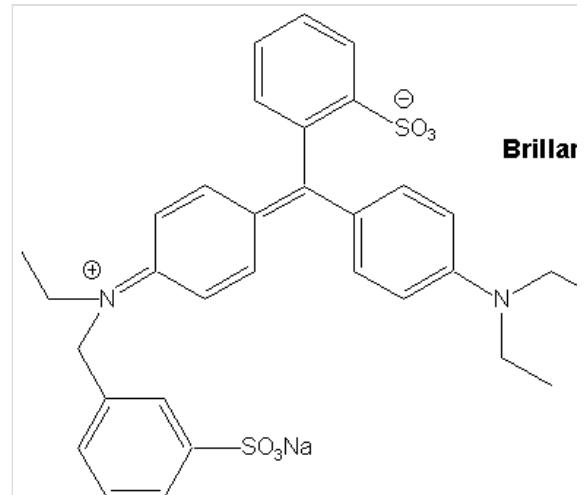
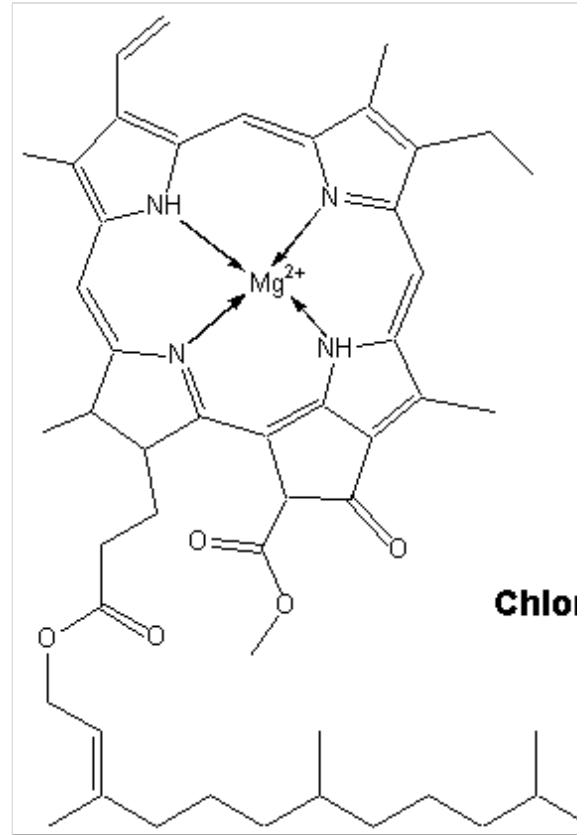


Bild 10.69: Brilliantblau FCF

E 140

Chlorophylle, Chlorophylline



Chlo

Bild 10.71: Chlorophylle, Chlorophylline

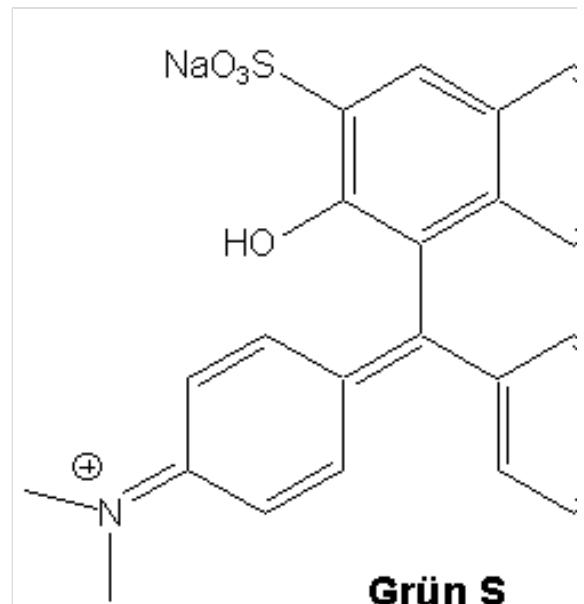
E 141

Kupferhaltige Komplexe der Chlorophylle und Chlorophylline

Kupferhaltige Komplexe der Chlorophylle und Chlorophylline

E 142

Grün S



Grün S

Bild 10.73: Grün S

E 150a

Einfaches Zuckerkulör

Einfaches Zuckerkulör

E 150b

Sulfitlaugen-Zuckerkulör

Sulfitlaugen-Zuckerkulör

E 150b Sulfitlaugen-Zuckerkulör

Sulfitlaugen-Zuckerkulör

E 150d Ammonsulfat-Zuckerkulör

Ammonsulfat-Zuckerkulör

E 151  Brillantschwarz

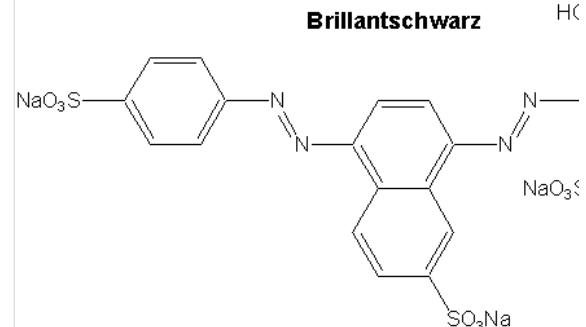


Bild 10.75: Brillantschwarz

E 153 Pflanzenkohle

Pflanzenkohle

E 154 Braun FK

Braun FK

E 155 Braun HT

Braun HT

E 160a  Carotine

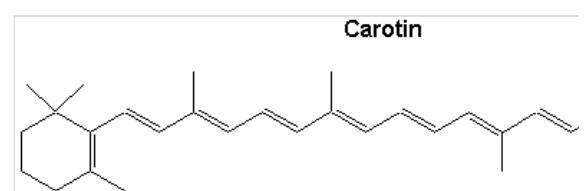


Bild 10.77: Carotene

E 160b  Bixin

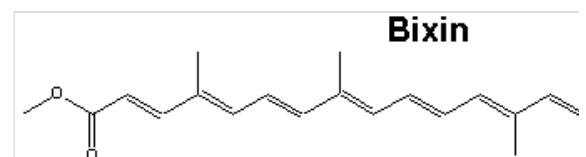


Bild 10.79: Bixin

E 160c

Paprikaextrakt, Capsanthin, Capsorubin

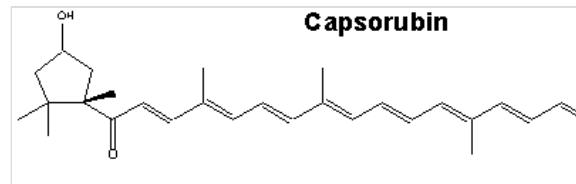
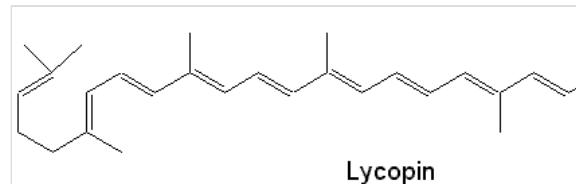


Bild 10.81: Capsorubin

E 160d

Lycopin



Lycopin

Bild 10.83: Lycopin

E 160e

Beta-apo-8 β -Carotinal (C 30)

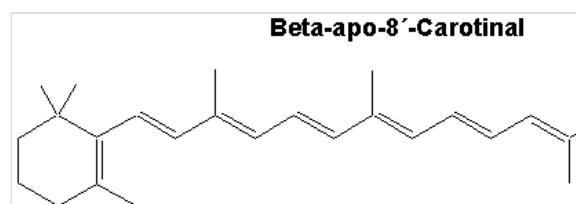


Bild 10.85: Beta-apo-8 β -Carotinal

E 160f

Beta-apo-8 β -Carotinsäure-Ethylester (C 30)

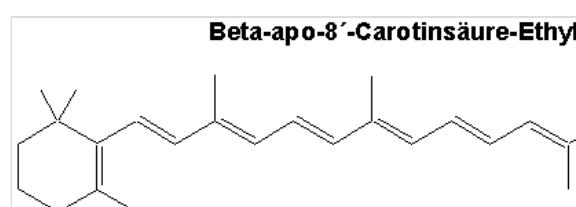


Bild 10.87: Beta-apo-8 β -Carotinsäure-Et

E 161b

Lutein

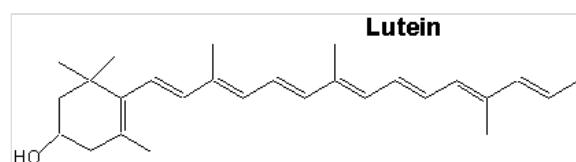


Bild 10.89: Lutein

E 161g

Canthaxanthin

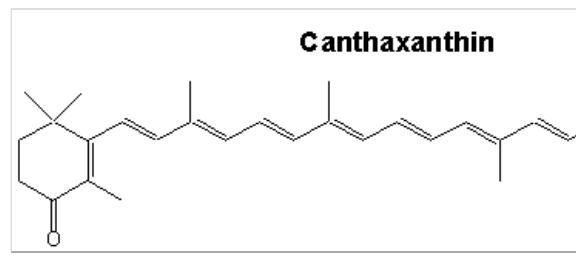


Bild 10.91: Canthaxanthin

E 162  Betanin

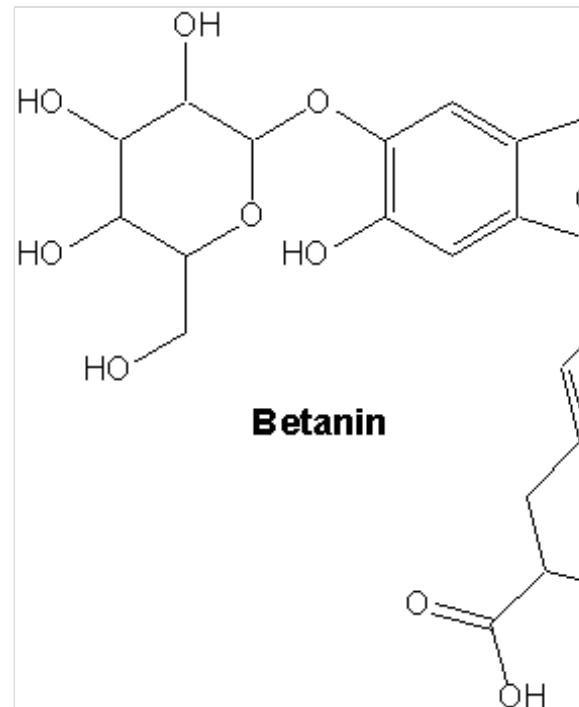


Bild 10.93: Betanin

E 163 Anthocyane Anthocyane

E 170 Calciumcarbonat Calciumcarbonat

E 171 Titandioxid Titandioxid

E 172 Eisenoxide und Eisenhydroxide Eisenoxide und Eisenhydroxide

E 173 Aluminium Aluminium

E 174 Silber Silber

E 175 Gold Gold

E 180 Litholruber BK Litholruber BK

Tabelle 10.2: E - Nummern von Lebensmittelfarbstoffen

10.7 Übungsaufgaben

1. Berechnen sie Energie, die ein einzelnes Elektron aufnimmt, wenn es durch grünes Licht ($\lambda = 510 \text{ nm}$) angeregt wird.



2. Berechnen Sie die Energie des von Natrium abgestrahlten, gelben Lichts ($\lambda = 589 \text{ nm}$)



3. Welche Frequenz besitzt



a) blaues Licht ($\lambda = 400 \text{ nm}$)



b) rotes Licht ($\lambda = 650 \text{ nm}$)

4. Zeichnen oder beschreiben Sie den Chromophor eines Azofarbstoffes



5. Nennen Sie drei natürliche, organische Farbstoffe



10.8 Lernkontrolle

1. Beim Einbringen von Kochsalz in eine Flamme

- a) erlischt die Flamme
- b) wird die Flamme gelb
- c) wird die Flamme rot

2. Farben werden erzeugt

- a) durch Elektronen
- b) durch Flammen
- c) durch Atomkerne

3. Blaues Licht

- a) ist energiereicher als rotes Licht
- b) hat eine tiefere Frequenz als rotes Licht
- c) ist infrarotes Licht

4. Ultraviolettes Licht

- a) hat eine längere Wellenlänge als infrarotes Licht
- b) ist Wärmestrahlung
- c) ist für Menschen unsichtbar

5. Je kürzer die Wellenlänge elektromagnetischer Strahlung ist,

- a) desto tiefer ist ihre Frequenz
- b) desto energiereicher ist die Strahlung

- c) desto energieärmer ist die Strahlung
6. Die Einheit der Frequenz ist
a) Meter
b) Sekunde
c) Hertz
7. Bei der Erzeugung von Emissionsfarben
a) werden Elektronen ausgesendet
b) nehmen Atome Licht auf
c) ändern Elektronen ihre Energiezustände
8. Emissionsfarben entstehen
a) ausschliesslich durch Verbrennen von Substanzen
b) wenn Elektronen angeregt werden können
c) nur in zweiatomigen Molekülen
9. Beim Verbrennen von Holz
a) kann die Emissionsfarbe von Natrium beobachtet werden
b) absorbieren Natriumatome Licht
c) ist die Farbe auf Sauerstoff zurückzuführen
10. Für die Erzeugung der Farben von Übergangsmetallverbindungen
a) sind Elektronen in d - Orbitalen verantwortlich
b) muss die Verbindung verbrannt werden
c) müssen Elektronen aufgenommen werden
11. Eine Lösung die Licht bei 500 nm absorbiert
a) ist grün
b) ist rot
c) ist farblos
12. Eine Lösung von ZnCl_2 ist farblos, weil
a) Zn kein Übergangsmetall ist
b) die Lösung unbrennbar ist
c) die d - Orbitale von Zn^{2+} gefüllt sind
13. Grünspan
a) ist eine Kupferverbindung
b) ist ein organisches Pigment
c) absorbiert grünes Licht
14. Organische Absorptionsfarbstoffe
a) besitzen eine Dreifachbindung
b) besitzen ein ausgedehntes Π -Elektronensystem
c) heissen Pigmente
15. Die Grundeinheit eines organischen Absorptionsfarbstoffes heisst
a) Chromomer

- b) Chromophor
- c) Azo

16. Chlorophyll ist ein

- a) Azofarbstoff
- b) Emissionsfarbstoff
- c) Phthalocyaninfarbstoff

17. Purpur ist

- a) eng verwandt mit Indigo
- b) Indigo
- c) eng verwandt mit Phenolphthalein

18. Der rote Farbstoff von Tomaten heisst

- a) Carotin
- b) Methylrot
- c) Lycopin

19. Bei einer Verküpfung

- a) findet eine Redoxreaktion statt
- b) wird der Farbstoff zerstört
- c) wird das Textil kupferfarben

20. E - Nummern

- a) beschreiben ausschliesslich Lebensmittelfarbstoffe
- b) beschreiben Lebensmittelzusatzstoffe
- c) beschreiben Textilfarbstoffe

10.9 Literatur

W. Christen

Grundlagen der organischen Chemie

Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1982

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

Div. Autoren

Chemie heute, Sekundarbereich II

Schroedel, 1998

A. Jenette, W. Glöckner

Farbe, Farbstoff, Färben

Aulis, 1983

R. E. Dickerson, I. Geis

Chemie

Verlag Chemie, 1981

P. W. Atkins

Physical Chemistry 2nd Edition

Oxford University Press, 1982

P. W. Atkins, J. A. Beran

Chemie einfach alles

VCH, 1992

H. P. Latscha, H. A. Klein

Organische Chemie

Springer, 1990

P. Grob

Einfache Schulversuche zur Lebensmittelchemie

Aulis, 1992

Springer, 1990

H. Keune

Taschenlexikon Chemie

Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig, 1990

10.10 Web-Links

Allgemein

[Lexikon](#) 

[Theorie](#) 

Natürliche Farbstoffe

[Theorie](#) 

Indigo

Theorie 

Theorie 

Pigmente

Theorie 

Theorie 

Inhalt:

- [11.1 - Einleitung](#)
- [11.2 - Die UV/VIS - Spektroskopie](#)
- [11.3 - Die IR - Spektroskopie](#)
- [11.4 - Die NMR - Spektroskopie](#)
- [11.5 - Die Massenspektrometrie MS](#)
- [11.6 - Übungsaufgaben](#)
- [11.7 - Lernkontrolle](#)
- [11.8 - Literatur](#)
- [11.9 - Web-Links](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- das Prinzip der UV/VIS-Spektroskopie kennen
- die Begriffe "Absorption", "Extinktion" und "Extinktionskoeffizient" kennen
- wissen, was eine Eichgerade ist und wozu sie gebraucht werden kann
- mit dem Lambert-Beer'schen Gesetz umgehen können
- das Prinzip der IR-Spektroskopie kennen
- die Signallage spezieller Bindungen im IR-Spektrum zuordnen können
- ein einfaches IR-Spektrum interpretieren können
- das Prinzip der NMR-Spektroskopie kennen
- die Signallage spezieller Kerne im ¹H- und ¹³C-NMR-Spektrum zuordnen können
- ein einfaches ¹H- und ¹³C-NMR-Spektrum interpretieren können
- das Prinzip der Massenspektrometrie kennen
- ein einfaches Massenspektrum interpretieren können

11.1 Einleitung

Die Chemie ist eine Wissenschaft bei der aus Stoffen neue Stoffe mit völlig neuen Eigenschaften geschaffen werden. Dieser Prozess, die Synthese ist oft spannend und voller Überraschungen. Es ist in den meisten Fällen aber nicht damit getan, dass eine Synthese durchgeführt wird, sondern oft müssen die Reaktionsprodukte untersucht werden, um herauszufinden ob die Reaktion auch genau so verlaufen ist, wie es gewünscht war. Besonders bei der Herstellung neuer Substanzen mussten daher Methoden entwickelt werden, die hergestellten Stoffe zu prüfen und zu charakterisieren.

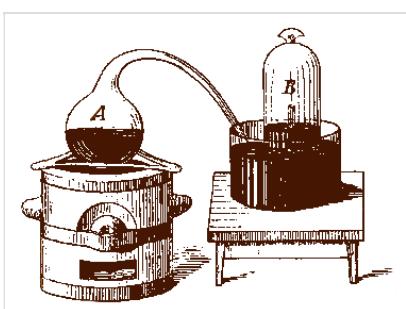


Bild 11.1: Alte Geräte

Die chemische Analyse war bis ins 19. Jahrhundert darauf beschränkt, den Geruch, die Farbe oder den Geschmack eines Stoffes zu überprüfen, was z. T. fatale Folgen für den Wissenschaftler haben konnte. Erst in der neueren Zeit entwickelten und etablierten sich modernere Methoden zur Untersuchung von Stoffen.

Eine beliebte und auch genaue Methode war die Verbrennungsanalyse. Bei der Verbrennung eines Stoffes

wurden Gase erzeugt, deren Mengen genau gemessen wurden und so Rückschlüsse auf die Analysesubstanz zuliess. Auf diese Weise konnte vor allem eine elementare Zusammensetzung, eine Summenformel des Stoffes ermittelt werden. Durch Derivatisierung, Umsetzung mit bestimmten Substanzen und weiteren chemischen Tests, dem Verhalten gegenüber weiteren Substanzen konnten Teilstrukturen oder Teileigenschaften der Stoffe ermittelt werden. Das Prozedere war oft mühsam und zeitaufwändig, liess aber doch genaue Rückschlüsse auf den Stoff zu. Mit der Zeit entwickelten sich auch andere Messmethoden zur Charakterisierung von Stoffen, mit denen ein elektrisches Potenzial, Siedepunkte, Schmelzpunkte und vieles mehr bestimmt werden konnte. All diese Analysemethoden waren aber zerstörend, d. h. nach der Analyse war der Stoff verbrannt oder sonst irgendwie umgesetzt und konnte nicht weiter verwendet werden. Erst gegen Ende des 19. Jahrhunderts wurden Analysemethoden entwickelt, bei denen die Stoffe nicht zerstört werden und bei denen nicht die chemische Reaktivität gegenüber anderen Stoffen im Vordergrund standen, sondern der Stoff selbst. Man erkannte, dass sich durch den Einfluss verschiedener Strahlungen und anderer Parameter die Moleküle kurzfristig veränderten. Diese Veränderungen wurden nun mit neu entwickelten Geräten beobachtet und ausgewertet. Man erhielt so ein Abbild eines Stoffes wie er auf Veränderungen der Umgebung reagierte und konnte ihn so charakterisieren. Nicht alle modernen Analysemethoden sind nicht zerstörend, dafür kann aber mit sehr viel kleineren Substanzmengen gearbeitet werden.

Die heute am meisten verwendeten Analysemethoden sind

- UV/VIS - Spektroskopie
- IR - Spektroskopie
- NMR - Spektroskopie
- Massenspektrometrie (MS)

11.2 Die UV/VIS - Spektroskopie

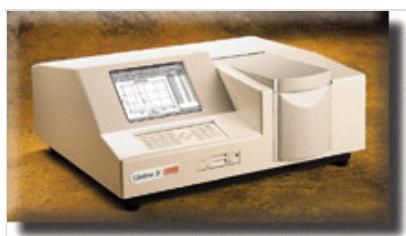


Bild 11.2: Ein UV/VIS - Spektrometer

Die UV/VIS - Spektroskopie ist eine analytische Methode, welche mit Lösungen von Stoffen durchgeführt werden kann. Die Lösung wird dabei mit ultraviolettem (UV) und sichtbarem (Visible) Licht bestrahlt. Der einfallende Lichtstrahl ist in der Lage Elektronen anzuregen, worauf diese Wellenlängen (Energie) nach der Probe fehlen. Die Anregung erfolgt genau wie in der in Kapitel 10.3 beschriebenen Weise. Es können allerdings nicht nur farbige

Substanzen sondern auch solche, die Licht im UV-Bereich absorbieren analysiert werden. Diese Substanzen sind für das menschliche Auge als Festkörper weiß bzw. farblos in gelöster Form.

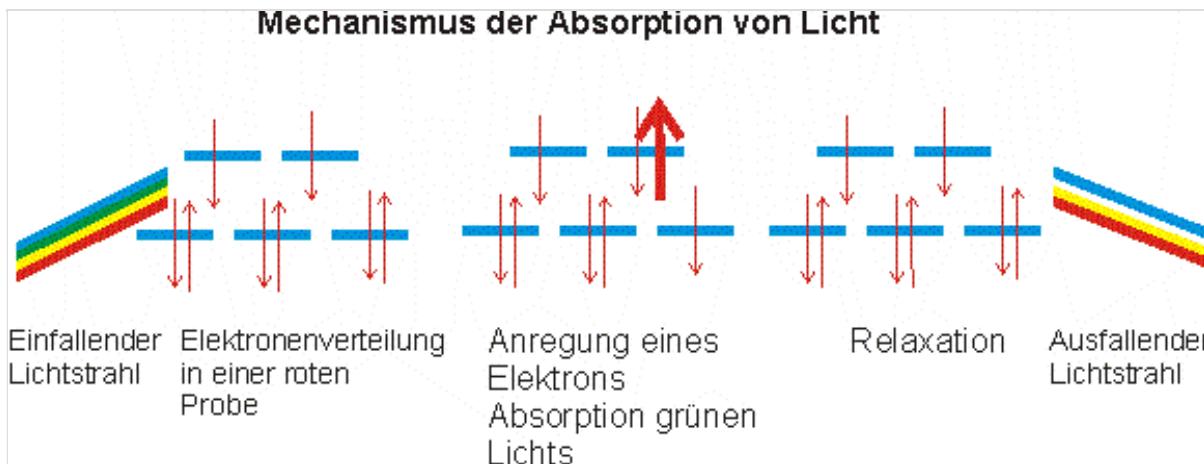


Bild 11.3: Mechanismus der Absorbtion

Das gemessene UV/VIS - Spektrum kann als Transmissionsspektrum oder als Absorptionsspektrum betrachtet werden. Beim Transmissionsspektrum wird angezeigt wieviele Prozent des einfallenden Lichtstrahls nach dem Durchlauf durch die Probe noch vorhanden sind. Der fehlende Anteil wurde von der Substanz absorbiert. Dies kommt im Absorptionsspektrum zum Ausdruck, welches dieselbe Information enthält, aber anders zu interpretieren ist. Die beobachtete Farbe der Lösung entspricht dabei der Komplementärfarbe der absorbierten Farbe.

Die beiden abgebildeten Spektren einer roten Lösung zeigen diesen Sachverhalt auf: Bei einer roten Lösung wird grünes Licht (λ um 500 nm) absorbiert. Im Transmissionsspektrum ist zu erkennen, dass die Wellenlängen um 500 nm nach der Probe nahezu verschwunden sind. Das Absorptionsspektrum hingegen besagt, dass bei Wellenlängen um 500 nm viel Licht absorbiert wurde. Das Transmissions- und das Absorptionsspektrum einer Probe sind demzufolge in einer gewissen Weise komplementär zueinander.

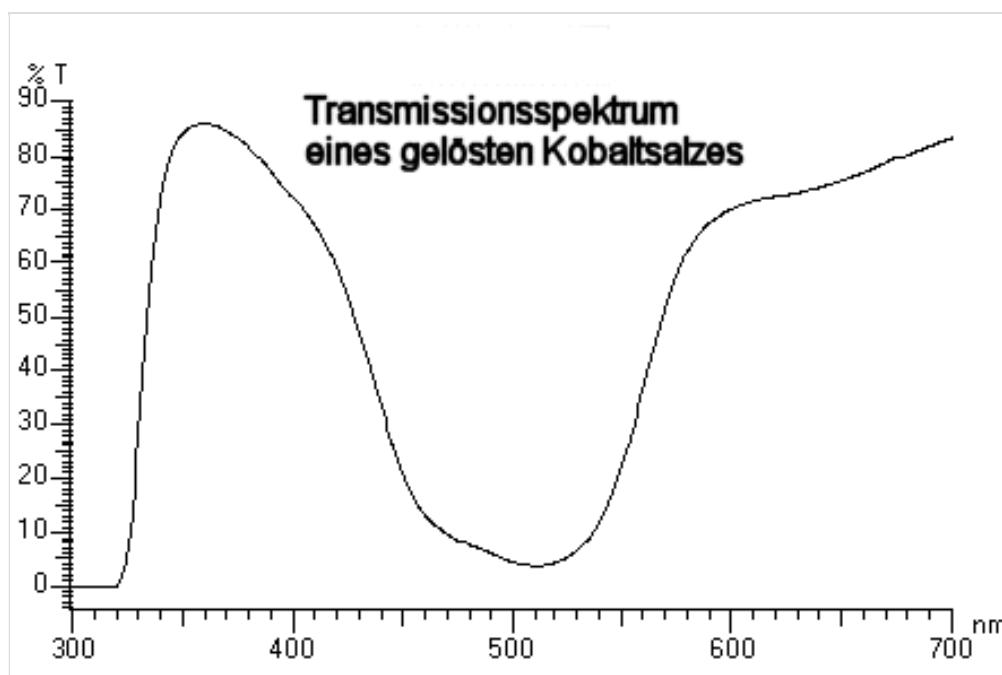


Bild 11.4: Das Transmissionsspektrum von $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$

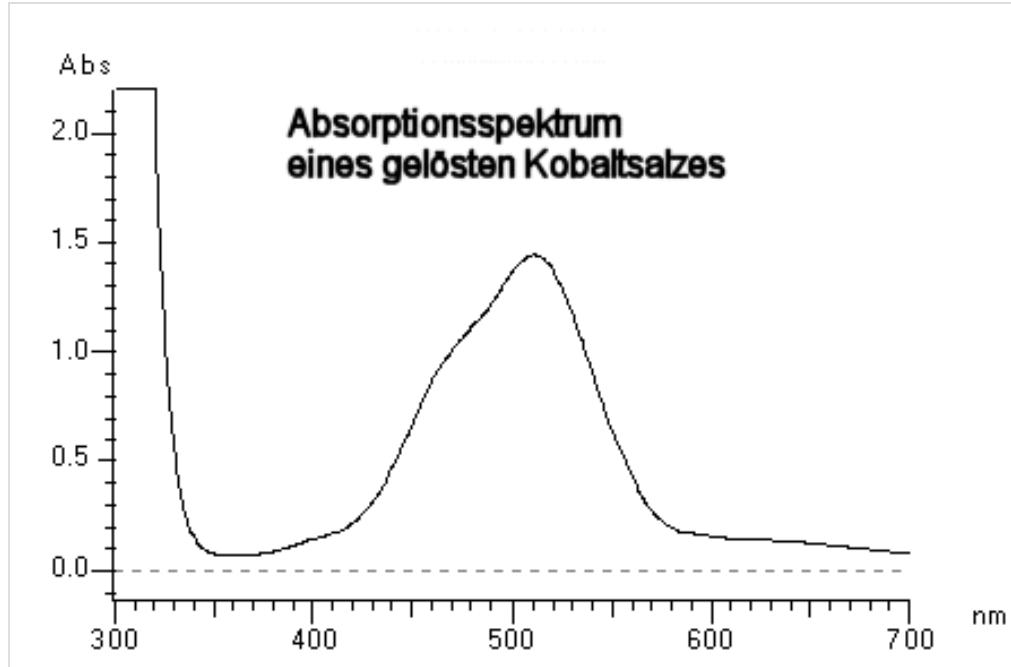


Bild 11.5: Das Absorptionsspektrum von $\text{Co}^{2+}(\text{aq})$

Die Information, die ein UV/VIS - Spektrum liefert ist mehr als einfach nur die Bestätigung, dass eine rote Lösung rot ist. Dies wird zwar zweifelsfrei mit wissenschaftlichen Daten belegt, aber dazu bräuchte es schliesslich nicht diesen Aufwand. Ein UV/VIS - Spektrometer ist unter anderem der Lage ein Rot von einem anderen genau zu unterscheiden. So wie wir im Alltag eine Farbe zu beschreiben versuchen, Signalrot, Karminrot, Bordeauxrot unterscheidet das Spektrometer nach wissenschaftlichen Gesichtspunkten, nach Wellenlängen. Ein Rot, das eine Absorption bei 490 nm zeigt, kann eindeutig von einem Rot unterschieden werden, das bei 510 nm absorbiert. Eine derart feine Unterscheidung kann das menschliche Auge nicht vornehmen. Im weiteren können mit einem UV/VIS - Spektrometer Farben entdeckt werden, die nur in einer ganz geringen Menge vorliegen. Erscheint eine Lösung rot, so kann sie durchaus eine zweite Farbkomponente enthalten, z. B. gelb, die in einer so geringen Menge vorliegt, dass sie vom menschlichen Auge nicht wahrgenommen werden kann. Der Nachweis glückt jedoch mit einem Spektrometer.

Die häufigste Anwendung für die ein UV/VIS - Spektrum gebraucht wird, ist jedoch die Bestimmung der Konzentration einer farbigen Lösung. Der quantitativen Analyse zu Grunde liegt das **Gesetz von Lambert und Beer**:

$$E = c \times \varepsilon \times d$$

dabei sind

- | | |
|---|--|
| E die Extinktion | einheitslos |
| c die Konzentration | Einheit: mol / l |
| ε der molare Extinktionskoeffizient | Einheit: $(\text{cm} \times \text{mol} / \text{l})^{-1}$ |
| d die Schichtdicke der Probe | Einheit: cm |

Tabelle 11.1: Die Parameter zum Lambert-Beerschen Gesetz

Die Extinktion (auch optische Dichte) ist definiert als $E = \log (I_0/I_D)$, wobei I_0 die Intensität der einfallenden Strahlung und I_D die Intensität der durchgelassenen Strahlung bedeutet. Anders ausgedrückt: Die Extinktion ist der Logarithmus der Absorption.

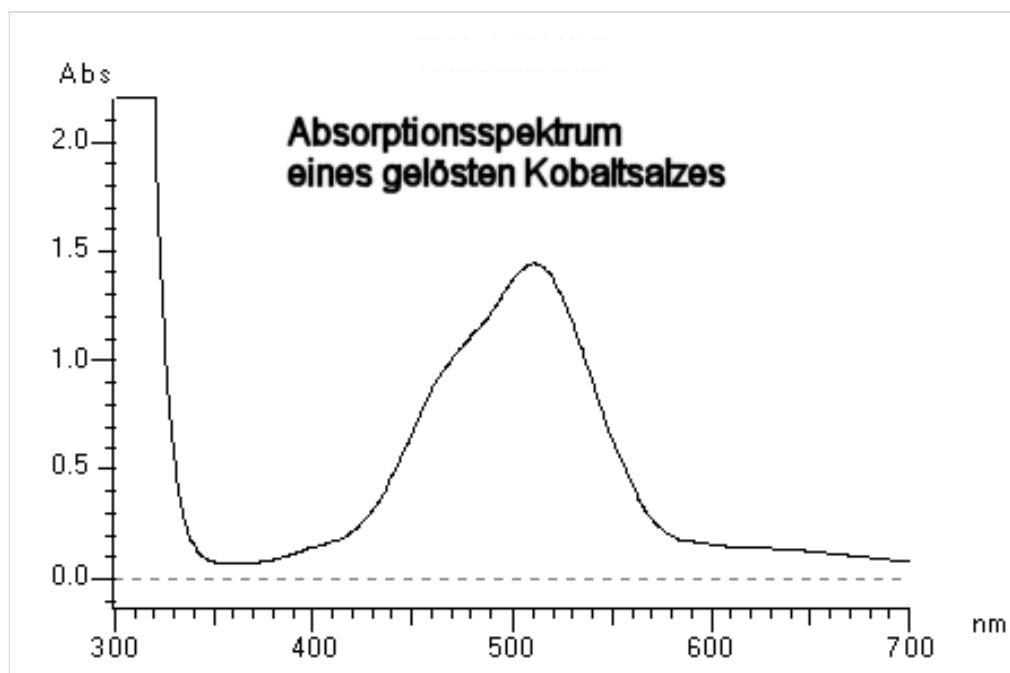


Bild 11.6: Absorptionsspektren bei verschiedenen Konzentrationen

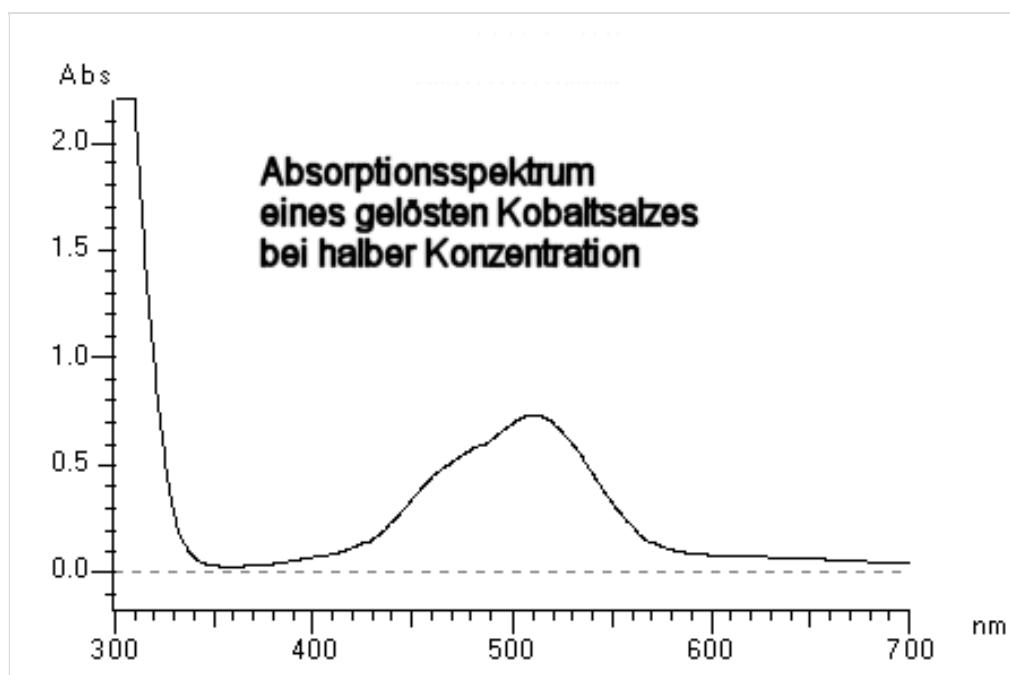


Bild 11.7: Absorptionsspektren bei verschiedenen Konzentrationen

Durch diese Beziehung lassen sich UV/VIS - Spektren quantifizieren. Aus dem Lambert-Beer'schen Gesetz geht hervor, dass die Extinktion einer Probe proportional zu ihrer Konzentration ist bei gleicher Schichtdicke. Mit anderen Worten kann eine einfache Grafik erstellt werden, Konzentration gegen Extinktion, die eine Gerade ergibt und mit Hilfe dieser Grafik kann eine Konzentration bestimmt werden. Solche Auftragungen nennt man Eichgeraden. Sie werden oft dort verwendet, dort wo die Problemstellung es zulässt. So werden z. B. die Nitratwerte von Gemüse und Salaten noch heute

auf diese Weise bestimmt. Die Nitrate im Salat werden herausgelöst und mit Chemikalien versetzt, worauf sich ein roter Farbstoff bildet. Die Farbintensität dieser Lösung ist nun ein Hinweis auf die Nitratkonzentration der Probe. Der Hinweis ist allerdings nicht nur relativ,

sondern mit Hilfe der Eichgeraden kann die Nitratkonzentration absolut bestimmt werden.

Eine eigenartige Grösse ist

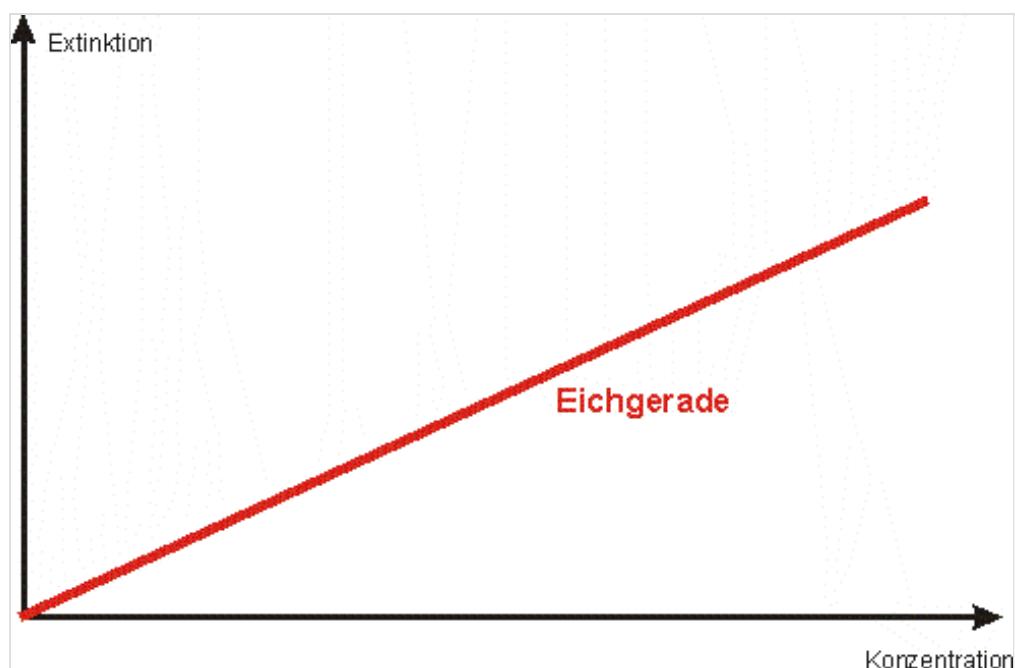


Bild 11.8: Eine Eichgerade

Extinktionskoeffizient ϵ . Er beschreibt etwas vereinfacht gesagt die Farbintensität, die durch die Substanz erzeugt wird. Besitzt ein Stoff ein grosses ϵ , so besagt dies, dass es wenig Substanz braucht, um eine intensiv gefärbte Lösung zu erzeugen. Umgekehrt erzeugen Stoffe mit kleinen Extinktionskoeffizienten erst bei grösseren Konzentrationen intensiv gefärbte Lösungen. Mit der Kenntnis dieser Grösse lassen sich die relativen Zusammensetzungen von Farbstoffgemischen ermitteln. Besteht eine Lösung z. B. zu je 50% aus einem roten und einem gelben Farbstoff, werden wir sie als orange Lösung erkennen. In einem UV/VIS - Spektrum müssen die Extinktionen der beiden Farbstoffe aber nicht gleich gross sein! Die Extinktionen sind proportional zu den entsprechenden Extinktionskoeffizienten. Falls die Extinktionskoeffizienten der am Gemisch beteiligten Farbstoffe bekannt sind, kann der prozentuale Anteil der einzelnen Komponenten dadurch relativ leicht ermittelt werden.

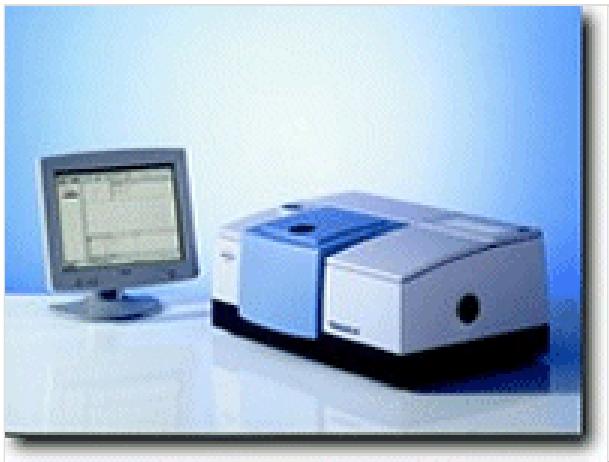
Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 1 der [Übungsaufgaben](#).

11.3 Die IR - Spektroskopie

Zu Anfang des 20. Jahrhunderts wurde die chemische Analyse bereichert durch die Infrarotspektrometrie ([IR - Spektrometrie](#)). Auf Grund der neueren und besseren technischen Möglichkeiten war es möglich einen tieferen Einblick in Moleküle und deren Zusammensetzung zu erhalten. Aber auch heute noch ist die [IR-Spektrometrie](#) eine wichtige Methode, um den Aufbau von Molekülen und ihre Struktur zu ermitteln und beschreiben.

Theoretische Grundlagen

Um das Prinzip der [IR - Spektrometrie](#) beschreiben zu können, ist es sinnvoll die Atome eines



Moleküls als Massenpunkte und ihre Bindungen als Federn zu beschreiben. Auch in Molekülen sind die Atome keineswegs starr miteinander verbunden, sondern sind in Schwingung. Durch diese Näherung lässt sich ein Molekül vereinfacht beschreiben als **harmonischer Oszillatör**. Aus dem Hookeschen Gesetz ergibt sich die Schwingungsfrequenz als

Bild 11.9: Ein IR - Spektrometer

$$\nu = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{k}{\mu}}$$

dabei ist

v die Schwingungsfrequenz Einheit: s^{-1} oder Hz

k die Kraftkonstante der Bindung Einheit: Nm^{-1}

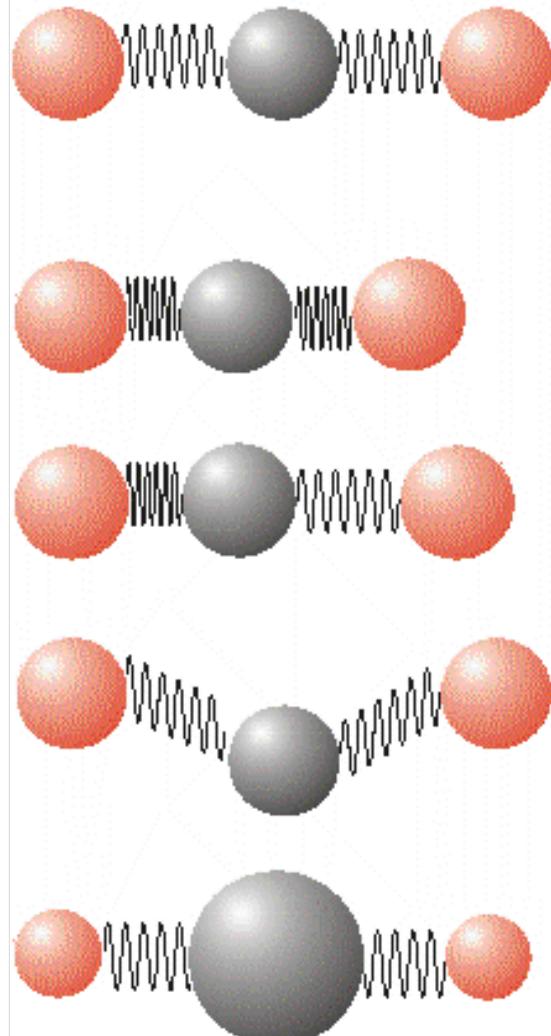
μ die reduzierte Masse Einheit: kg

Tabelle 11.2: Die Parameter zum Hook'schen Gesetz

$$\mu = \frac{m_1 m_2}{m_1 + m_2}$$

Löst man diese Gleichung mit den entsprechenden Werten, so stellt man fest, dass die **Frequenz** der Schwingungen in den infraroten Spektralbereich fallen. Für ein Molekül mit N Atomen können allerdings nicht beliebig viele Schwingungen ausgeführt werden, sondern $3N - 6$ in nichtlinearen, bzw. $3N - 5$ in linearen Molekülen. Nicht jede **Schwingung** ist jedoch auch IR aktiv, d. h. lässt sich in einem IR - Spektrum beobachten, sondern nur gerade jene **Schwingungen**, die das Dipolmoment des Moleküls verändern, sind für ein IR-Spektrometer messbar (2 weitere Beispiele [-1-](#), [-2-](#)). Das lässt sich am besten bildlich darstellen:

Die Schwingungen des Kohlendioxid-Moleküls



Das Kohlendioxid-Molekül als harmonischer Oszillator

Symmetrische Stretschwungung
nicht IR aktiv

Asymmetrische Stretschwungung
IR aktiv

Beugeschwingung in der Ebene
IR aktiv

Beugeschwingung aus der Ebene
IR aktiv

Bild 11.12: Die Schwingungsarten eines einfachen Moleküls

Mit der Kenntnis dieser Schwingungsarten ist die IR-Spektroskopie zu einem nützlichen und leistungsfähigen Werkzeug geworden, um die Spektren verschiedenster Moleküle aufzuzeichnen und zu interpretieren. Die Daten liefern Hinweise über Atomgruppierungen und funktionelle Gruppen und können soweit reichen bis die Struktur des Stoffes aufgeklärt ist. Besonders in jüngerer Zeit können elektronische Datenbanken zum Vergleich herangezogen werden, was im Idealfall zur Identifizierung eines Stoffes führen kann.

Interpretation von IR-Spektren

Besonders wertvoll ist es die Schwingungsbereiche abzugrenzen. Durch die unterschiedlichen Kraftkonstanten und reduzierten Massen ergeben sich nämlich innerhalb eines Spektrums Bereiche, in denen ganz bestimmte Schwingungen vorliegen müssen. Sind sie anwesend, so kann bereits ein Schluss auf ein Strukturelement erfolgen. Die Erwartungsbereiche charakteristischer Frequenzen lässt sich folgendermassen darstellen:

- 3200 - 2800 cm⁻¹
Bereich in dem O - H und N - H Schwingungen zu erwarten sind
- 3000 - 2600 cm⁻¹

Bereich in dem C - H Schwingungen zu erwarten sind

- 1700 - 1800 cm^{-1}

Bereich in dem C = O Schwingungen zu erwarten sind

- 1600 - 1700 cm^{-1}

Bereich in dem C = C Schwingungen zu erwarten sind

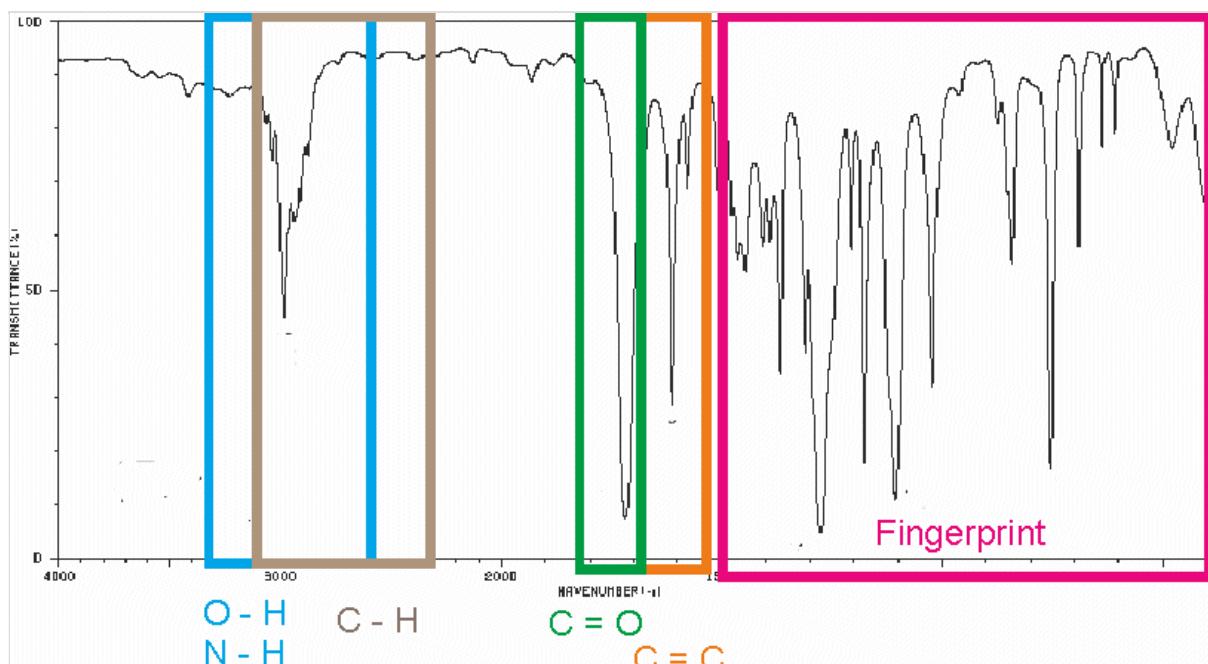


Bild 11.13: Die Zuordnung von Bindungen

Bereich unterhalb 1500 cm^{-1} wird als "[Fingerprint](#)"-Gebiet (Fingerabdruck) bezeichnet. Er ist übersät von Deformationsschwingungen und Gerüstschwingungen sowie Valenzschwingungen schwerer Atome. In diesem Bereich ist eine Zuordnung der gefundenen Schwingungen sehr schwierig wenn nicht unmöglich. Diese Gebiet ist aber der Fingerabdruck einer Verbindung, d. h. wenn das IR-Spektrum eines Stoffes genau bekannt und in einer Datenbank abgelegt ist, so kann ein Vergleich den Stoff auf Grund seines IR-Spektrums einwandfrei und zweifelsfrei identifizieren. So kann die Analyse im besten Fall auf das IR-Spektrum beschränkt bleiben.

Die nächste Abbildung zeigt das IR-Spektrum von [Acetylsalicylsäure](#) (Aspirin).

Im Bereich zwischen 2500 und 3000 cm^{-1} lassen sich **C-H** und **O-H** Schwingungen erkennen. Bei den 3 markanten Schwingungen bei 1600, 1700 und 1780 cm^{-1} sind eindeutig identifizierbar als **C=O**, Schwingungen bzw. aromatische **C=C** Schwingungen. Die Schwingung bei 1780 cm^{-1} kann dabei der **Esterfunktion**, diejenige bei 1700 cm^{-1} der **Carbonsäurefunktion** zugeschrieben werden.

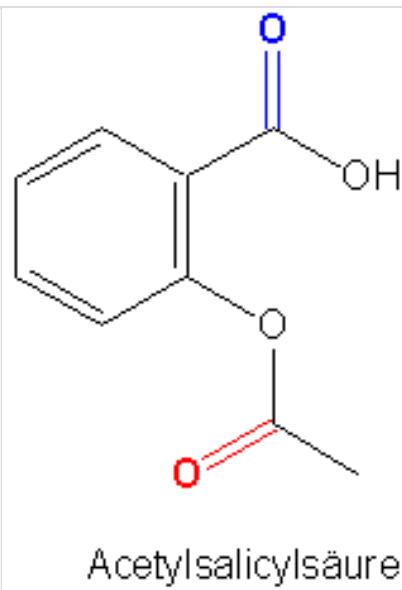


Bild 11.14: Aspirin

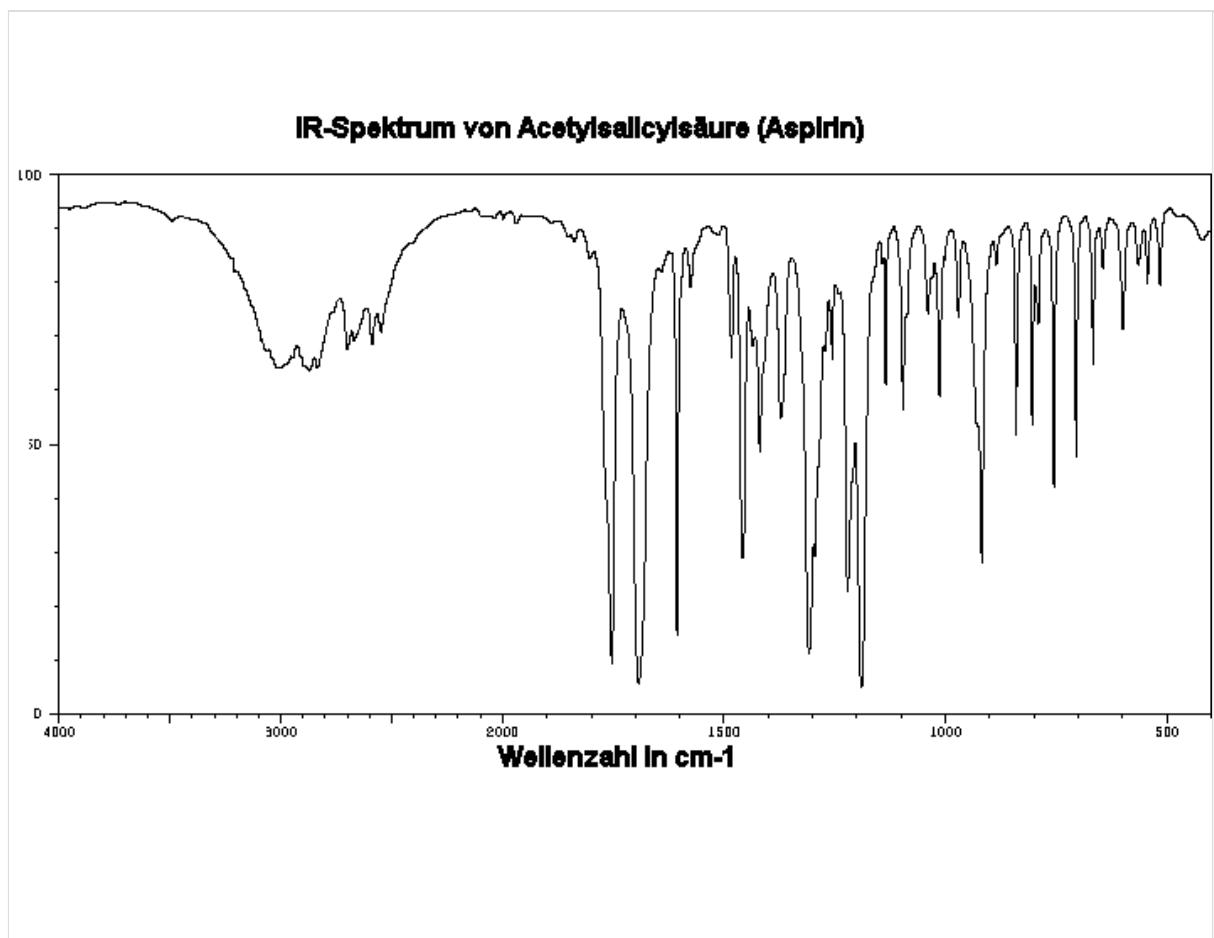


Bild 11.15: Das IR - Spektrum von Aspirin

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 2 und 3 der Übungsaufgaben.

11.4 Die NMR - Spektroskopie

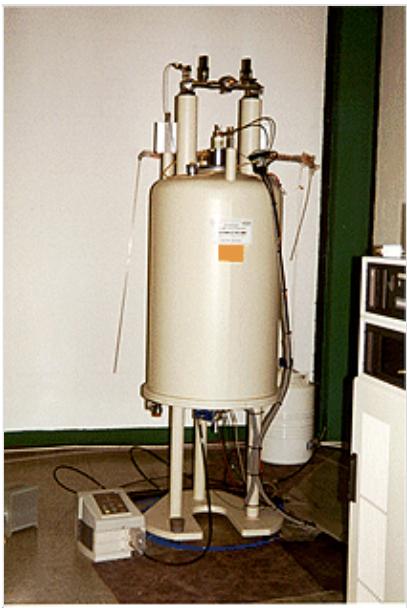
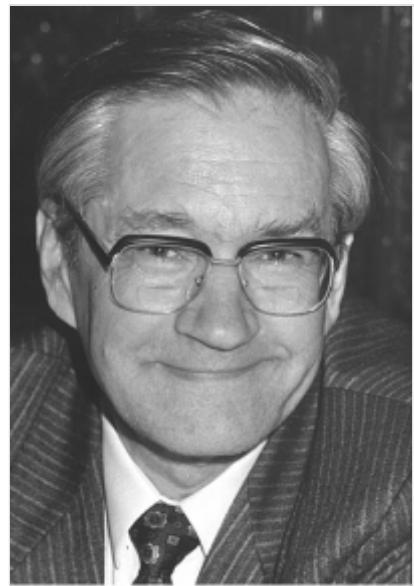


Bild 11.16: Ein NMR - Spektrometer

Die [NMR - Spektroskopie](#) (nuclear magnetic resonance, Kernresonanzspektroskopie) ist eine sehr vielfältige und leistungsstarke Analysemethode, welche allerdings einen enormen elektronischen Aufwand erfordert. Die [NMR - Spektroskopie](#) wurde in den 60er Jahren des 20. Jahrhunderts entwickelt und mit der technologischen Revolution hat sie enorm an Bedeutung gewonnen. Aus den anfänglichen einfachen Spektren der sechziger Jahre

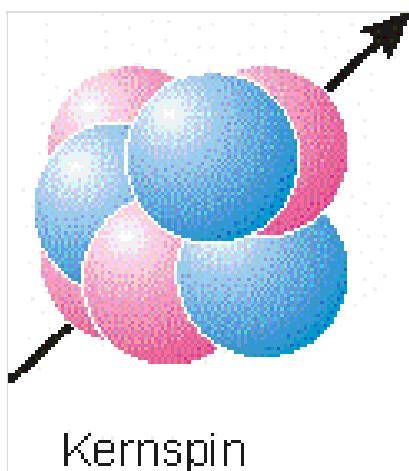


Ernst, R. R.

Bild 11.17: R. R. Ernst

sind heute mehrdimensionale Informationspaket geworden, die bis hin zur Strukturaufklärung bei [Proteinen](#) reichen. Auch die Medizin hat sich das gewaltige Potenzial dieser Technik zu Nutze gemacht und verfügt mit [Kernspintomographen](#) über ausgeklügelte und ausgezeichnete Analysemethoden. Sicher haben sehr viele Wissenschaftler an der Entwicklung der NMR - Spektroskopie auf dem einen oder anderen Gebiet beigetragen, einer unter ihnen, [Richard R. Ernst](#), ehem. Dozent für physikalische Chemie an der ETH Zürich erhielt 1991 für seine Arbeiten im Bereich der Kernresonanzspektroskopie den Nobelpreis verliehen.

Theoretische Grundlagen



Kernspin

Bild 11.18: Der Kernspin

Die theoretischen Grundlagen der Kernresonanzspektroskopie sind nicht ganz einfach zu verstehen: Jeder Atomkern besteht aus Protonen und Neutronen, den Elementarteilchen eines Atomkerns (Nukleonen). Sowohl Protonen wie auch Neutronen besitzen ähnlich wie die Elektronen einen Eigendrehimpuls (Spin). Der [Kernspin](#) entspricht der (vektoriellen) Summe der Spins aller [Neutronen](#) und [Protonen](#). Er ist wie viele andere Größen gequantelt und lässt sich durch eine mathematische Beziehung beschreiben:

$$p = \sqrt{I(I+1)} \frac{\hbar}{2\pi}$$

Bild 11.19: Der mathematische Beschreibung des Kernspins

dabei ist

I die Kernspinquantenzahl, sie kann ganz- oder halbzahlig sein und Werte zwischen 0 und 6 annehmen

\hbar das Planck'sche Wirkungsquantum, ($\hbar = 6.62 \times 10^{-34}$ Js)

Mit dem **Kernspin** ist automatisch ein magnetisches Moment μ verknüpft, da jede rotierende Ladung ein magnetisches Moment erzeugt. Das magnetische Moment eines Kerns mit Kernspin p kann beschrieben werden durch:

$$\mu = \gamma \times p$$

dabei ist γ eine Proportionalitätskonstante, das gyromagnetische Verhältnis.

Nicht alle Atomkerne weisen ein magnetisches Moment auf! Atomkerne mit einer geraden Anzahl Protonen und Neutronen, g,g - Kerne, z. B. ^{12}C , ^{16}O , ^{32}S besitzen kein magnetisches Moment, weshalb sie mittels der Kernresonanzspektroskopie nicht untersucht werden können. Viele andere Kerne liefern beim Experiment jedoch wertvolle Informationen.

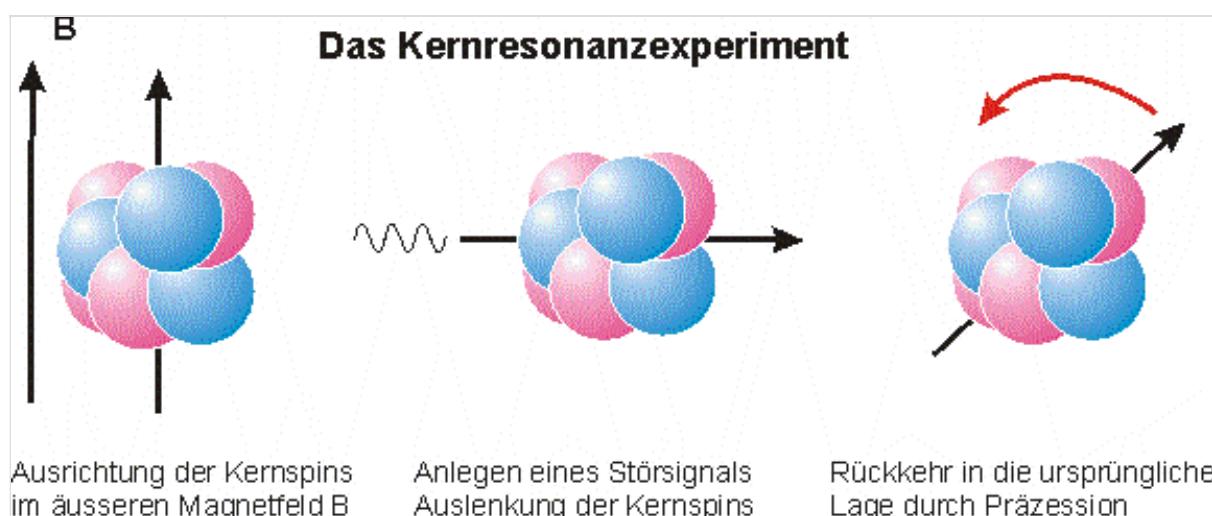


Bild 11.20: Die mathematische Beschreibung des Kernspins

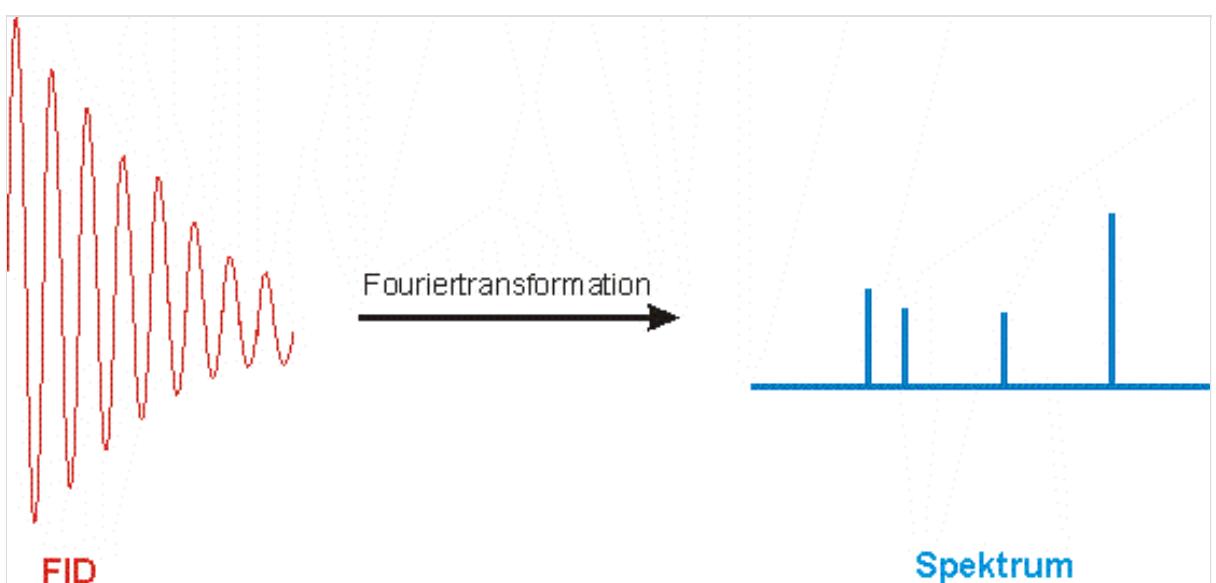


Bild 11.21: Der FID

Beim Kernresonanzexperiment wird die Probe in ein starkes Magnetfeld gebracht, worauf sich die Kernspins parallel zum Magnetfeld, der z-Achse eines orthogonalen Koordinatensystems

ausrichten. Mit einem geeigneten Störsignal in x-Richtung werden die Kernspins von der parallelen Lage ausgelenkt. Sie beginnen nun einerseits in der x,y-Ebene zu rotieren andererseits sich wieder in die z-Richtung aufzurichten. So entsteht eine **Präzessionsbewegung**, die in der y-Richtung detektiert wird und der Informationsgehalt abgelesen werden kann. Es entsteht ein Funktion vieler überlagerter Sinuswellen verschiedener Wellenlängen und Amplituden mit einem exponentiellen Zerfall. Diese Funktion heisst FID (free induction decay) und birgt die gesamte Information aller angeregter Kernspins. Durch eine mathematische Bearbeitung, eine Fouriertransformation kann aus dem FID ein NMR - Spektrum errechnet werden, dessen Interpretation die Information über den untersuchten Stoff liefert. Durch die Fouriertransformation wird aus der Zeitachse beim FID eine Frequenzachse beim Spektrum. Es ist allerdings gebräuchlicher die Achse eines Spektrums nicht als Frequenzachse darzustellen, sondern als chemische Verschiebung δ . δ beschreibt die Abweichung eines beobachteten Signals vom Signal einer Referenzsubstanz. Da diese Abweichungen sehr klein sind und die Grösse δ einheitslos ist, verwendet man als Massangabe für die chemische Verschiebung den Begriff **ppm, part per million**.

$$\delta = \frac{v_s - v_s}{v_0}$$

Dabei ist

v_δ die Frequenz des beobachteten Signals

v_s die Frequenz der Referenzsubstanz

v_0 die Frequenz der Referenzsubstanz im betreffenden Magnetfeld (Arbeitsfrequenz)

Mit modernen NMR-Geräten ist es heute möglich verschiedenste Kerne zu untersuchen. Weitaus am häufigsten ist aber immer noch die ^1H - und die ^{13}C - NMR - Spektroskopie, die vor allem bei organischen Molekülen schon sehr viel Information liefern kann. In der Praxis ist es oft wertvoller ein Spektrum interpretieren zu können, als die Hintergründe und Umstände zu kennen mit denen es aufgenommen wurde.

Interpretation von NMR-Spektren

Generell wird bei einem NMR-Spektrum auf zwei Dinge geachtet, die Anzahl und die Lage der Signale. Die Lage der Signale gibt einen gewissen Hinweis darauf wie die elektronische Umgebung des beobachteten Kerns ist. Befinden sich am Kern nämlich stark elektronenziehende Gruppen, stark elektronegative Atome so wird das Signal des Kerns zu tiefem Feld resp. zu einem grösseren δ hin verschoben. So können relativ einfach Erfahrungswerte herangezogen werden, die bei der Interpretation hilfreich sind.

In einem ^{13}C -NMR-Spektrum erzeugt jedes C-Atom ein einzelnes Signal, womit bereits ein Anhaltspunkt zur einer Summenformel besteht. Das ^{13}C -NMR - Spektrum reicht meist von 0 bis

ca. 250 ppm, wobei diese Werte durchaus unter- bzw. überschritten werden dürfen und kann grob in die folgenden Bereiche eingeteilt werden:

- Über 150 ppm
C-Atome, die eine Doppelbindung zu einem Sauerstoffatom ausbilden, Ketone, Aldehyde, Ester und Carbonsäuren
- 150 - 100 ppm
aromatische C - Atome
- 100 - 50 ppm
C-Atome, die eine Bindung zu einem stark elektronegativen Atom besitzen, z. B. Chlor oder Sauerstoff. Auch C = C - Doppelbindungen.
- 60 - 40 ppm
C-Atome, die eine Bindung zu einem weniger stark elektronegativen Atom besitzen, z. B. Stickstoff.
- 50 - 0 ppm
C-Atome, die nur Einfachbindungen zu anderen C-Atomen ausbilden und mit Wasserstoffatomen abgesättigt sind.

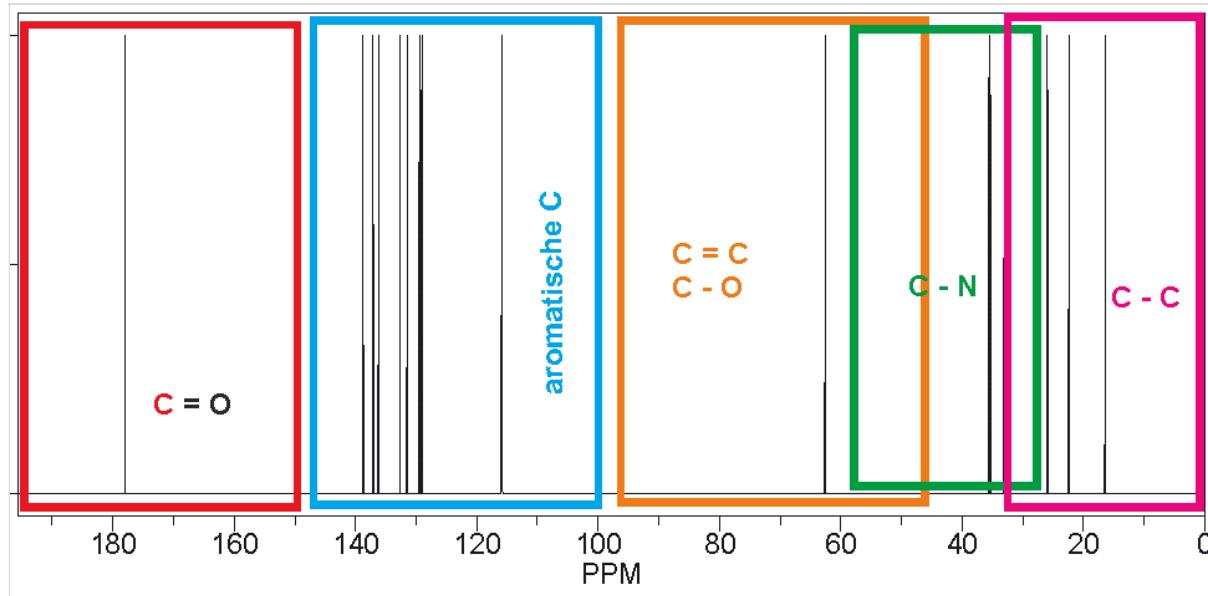


Bild 11.23: Bereiche im 13C-NMR-Spektrum

Die Interpretation eines ¹H-NMR-Spektrums verläuft ähnlich: Das ¹H-NMR-Spektrum geht meistens von 0 bis 10 ppm. Es lassen sich ebenfalls Bereiche festlegen, in denen die Signale von ganz bestimmten Wasserstoffkernen erwartet werden:

- Über 9 ppm
H - Atome an stark elektronenziehenden Gruppen: Carbonsäuren, Aldehyde
- 8 - 6.5 ppm
aromatische H - Atome
- 6 - 4 ppm
H - Atome an stark elektronegativen Atomen, z. B. Sauerstoff oder Chlor. H - Atome an Doppelbindungen
- 5 - 3 ppm
H - Atome an weniger stark elektronegativen Atomen, z. B. Stickstoff
- 3 - 0 ppm

H-Atome an C-Atomen, die nur Einfachbindungen aufweisen

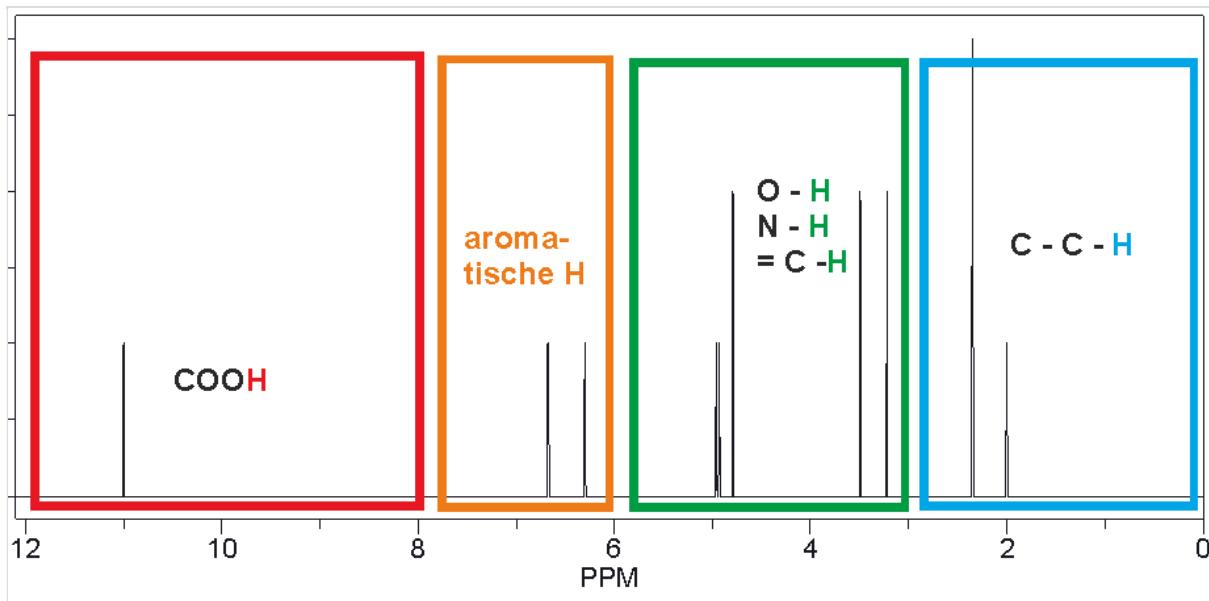


Bild 11.24: Bereiche im 1H-NMR-Spektrum

Ein ^1H -NMR-Spektrum entält aber noch mehr Information. Ein H-Atom erzeugt nämlich nicht zwingendermassen ein einzelnes Signal sondern meistens einen "Signalhaufen", ein sogenanntes Multiplett. Dies bedeutet, dass anstatt eines Peaks z. B. deren zwei, ein Dublett oder deren drei, ein Triplettaufzutauchen. Die **Multiplizität** des Signals wird erzeugt durch die H-Atome an den benachbarten C-Atomen durch Kopplungen. Es gilt, dass **n** benachbarte H-Atome **n+1** Linien beim beobachteten Signal erzeugen. So erzeugt eine benachbarte $-\text{CH}_2-$ -Gruppe ein **Triplet**, eine benachbarte $-\text{CH}_3$ -Gruppe ein **Quartett**.

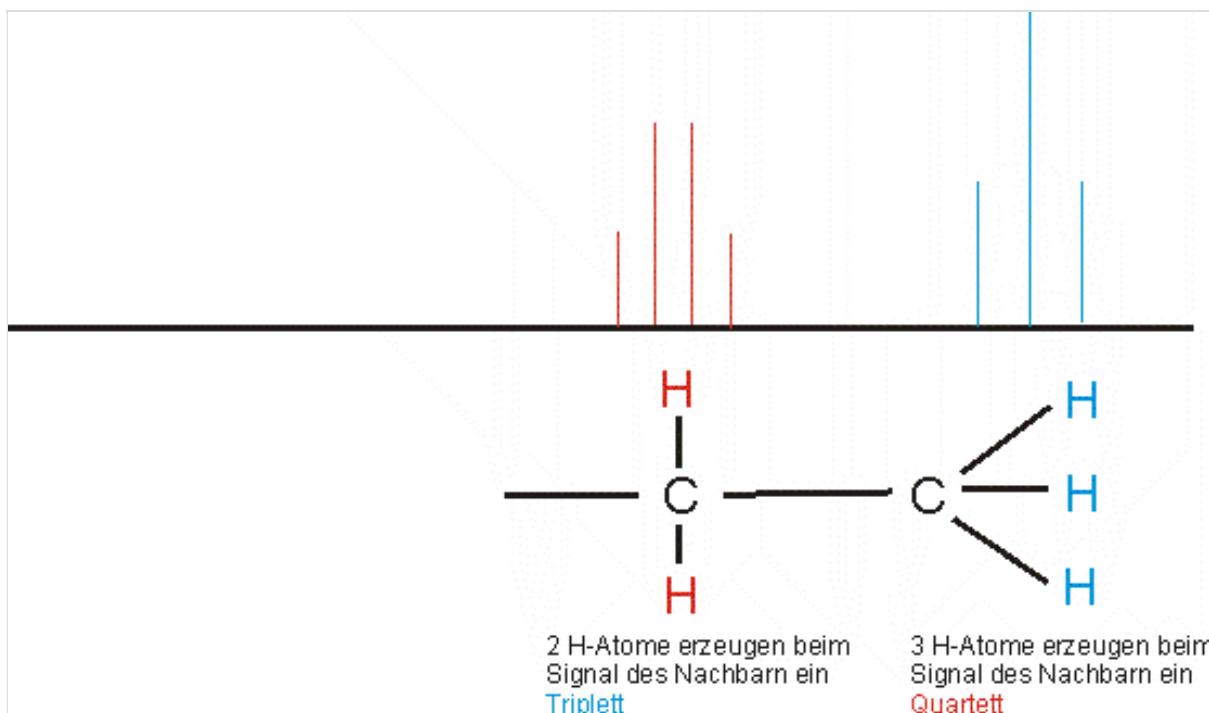


Bild 11.25: Multiplizitäten

Auf diese Weise lassen sich das ^1H -NMR- und das ^{13}C -NMR-Spektrum von Acetylsalicylsäure,

Aspirin

erahnen:

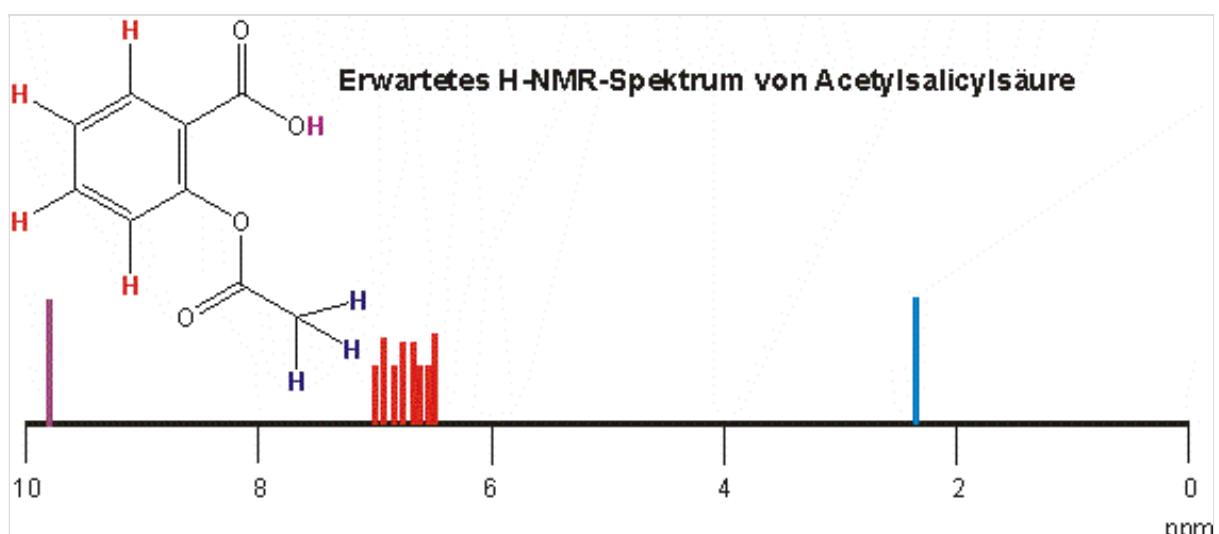


Bild 11.27: 1H-NMR-Spektrum von Aspirin

Erwartung zeigt ein scharfes Signal um 2ppm, das von der CH₃-Gruppe stammt. Im weiteren werden um 7 ppm die Signale der 4 aromatischen ¹H-Kerne erwartet. Die Multiplizität dieser Signale ist komplex, da jeweils mehrere Kopplungspartner vorhanden sind. Dies führt unweigerlich auch dazu, dass die Signalintensität der aromatischen Signale bedeutend kleiner ist, als diejenige des Signals bei 2 ppm. Schliesslich wird das Signal des H-Atoms der Carbonsäuregruppe bei einer chemischen Verschiebung von etwa 10 ppm erwartet. Nicht selten sind solche Signale aber nicht auffindbar in einem Spektrum, da Austauschprozesse und [Wasserstoffbrückenbildungen](#) das Signal bis zur Unkenntlichkeit verbreitern können.

Im effektiv gemessenen ¹H-NMR-Spektrum von Acetylsalicylsäure zeigt sich, dass sich die Erwartungen bestätigen:

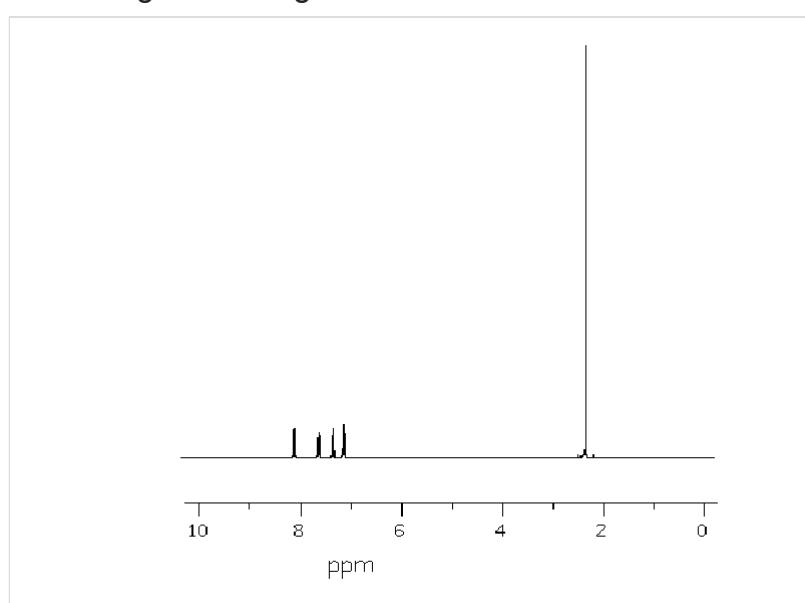


Bild 11.28: 1H-NMR-Spektrum von Aspirin

Das ¹³C-NMR-Spektrum von Acetylsalicylsäure lässt insgesamt 9 Signale erwarten. Die Signale der C=O - Funktionen werden bei der höchsten chemischen Verschiebung, über 150 ppm erwartet. Es folgen 6 Signale der aromatischen C-Kerne um 120 ppm und schliesslich das Signal der CH₃-Gruppe um 40 ppm.

Auch hier stimmt die Erwartung mit dem effektiv gemessenen ^{13}C -NMR-Spektrum gut überein.

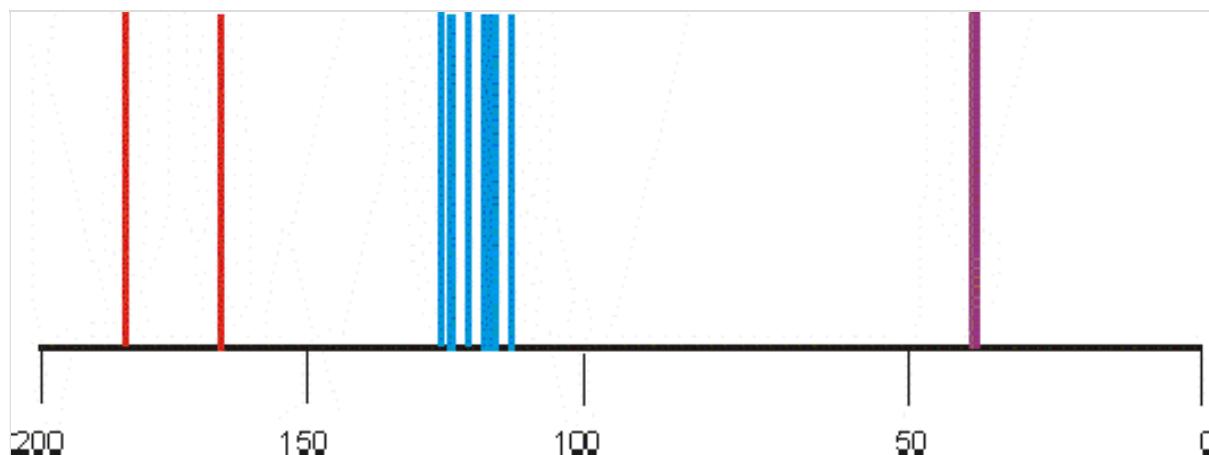


Bild 11.29: ^{13}C -NMR-Spektrum von Aspirin

Gemessenes ^{13}C -NMR-Spektrum von

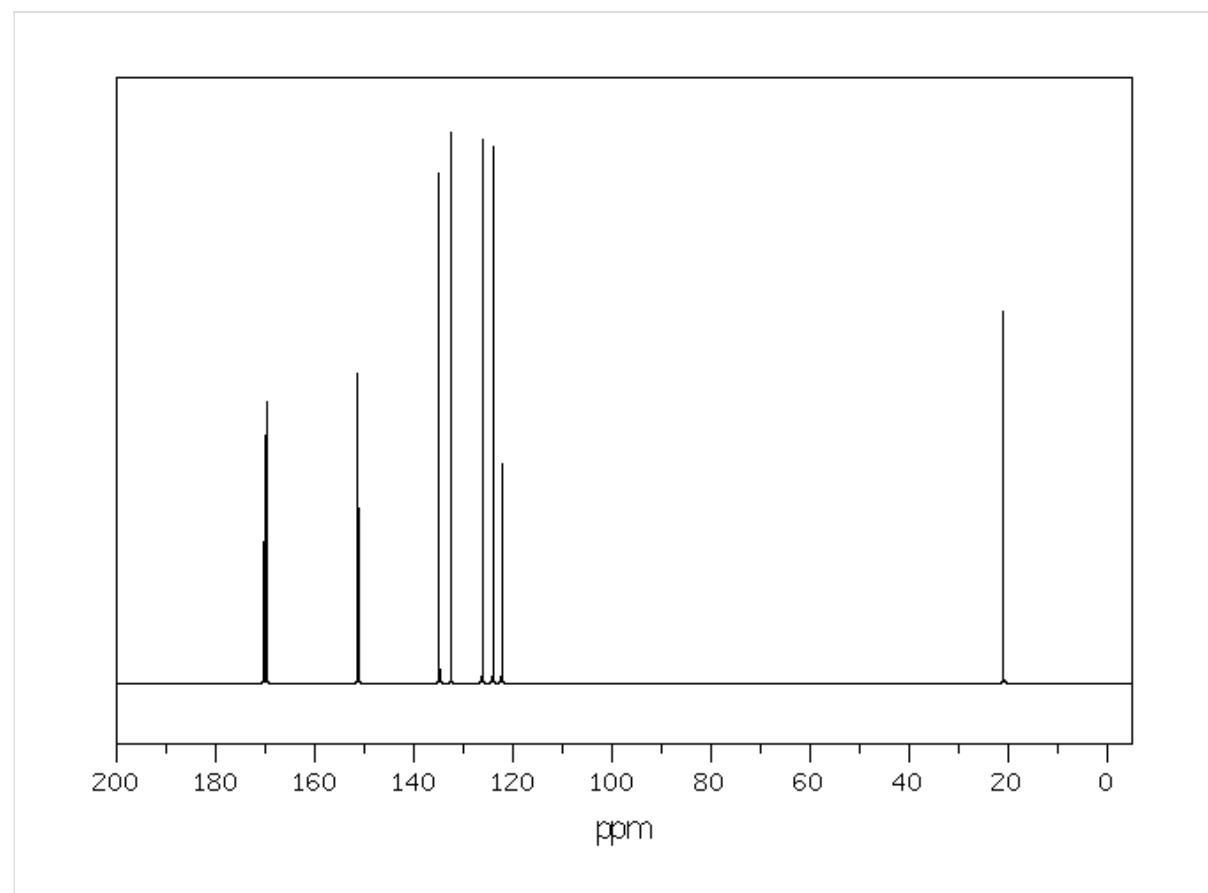


Bild 11.30: ^{13}C -NMR-Spektrum von Aspirin

Acetylsalicylsäure .

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 4 der Übungsaufgaben.

11.5 Die Massenspektrometrie MS

Die [Massenspektrometrie](#) ist eine junge analytische Methode, welche erst durch die moderne Elektronik verwirklicht werden konnte. Die Information, die aus einem [Massenspektrum](#) eines Stoffes herausgelesen werden kann, ist enorm und kann im besten Fall bereits zum Stoff selbst bzw. seiner Strukturformel führen. Primäres Ziel einer massenspektrometrischen Analyse ist die Ermittlung der Molmasse eines Stoffes. Früher wurden zu diesem Zweck verschiedene Methoden angewandt, wie z. B. die Ebullioskopie oder die Kryoskopie alle waren aber auf relativ grosse Stoffmengen angewiesen und immer mit einem relativ grossen experimentellen Fehler behaftet. Nicht so die Massenspektrometrie. Zur Aufnahme eines Massenspektrums werden nur sehr kleine Stoffmengen gebraucht und der Fehler ist minim, wodurch die Methode besonders auch in der Spurenanalyse eingesetzt werden kann.

Das Prinzip der Massenspektrometrie

Die [Massenspektrometrie](#) ist eine relativ brutale Methode, um eine Substanz zu analysieren. Die Probe wird zuerst in einem Ionenerzeuger in den gasförmigen Zustand gebracht und darauf mit Elektronen beschossen. Die Probensubstanz wird dabei regelrecht in einzelne Fragmente zerrissen und ionisiert zu positiv geladenen Ionen. Die Ionen werden in einem elektrostatischen Feld beschleunigt und an einem Magneten vorbeigeschickt, wodurch sich die Flugbahn der Ionen ändert: Schwere Ionen werden schwächer abgelenkt als leichte Ionen. Durch diese Auftrennung treffen die Ionen verschiedener Massen an verschiedenen Stellen am Detektor auf, wodurch die Masse der einzelnen Ionen bestimmt werden kann. Anhand der auftretenden Fragmente können aber auch Rückschlüsse über Strukturfragmente, z. B. aromatische Systeme oder bestimmte funktionelle Gruppen gezogen werden.

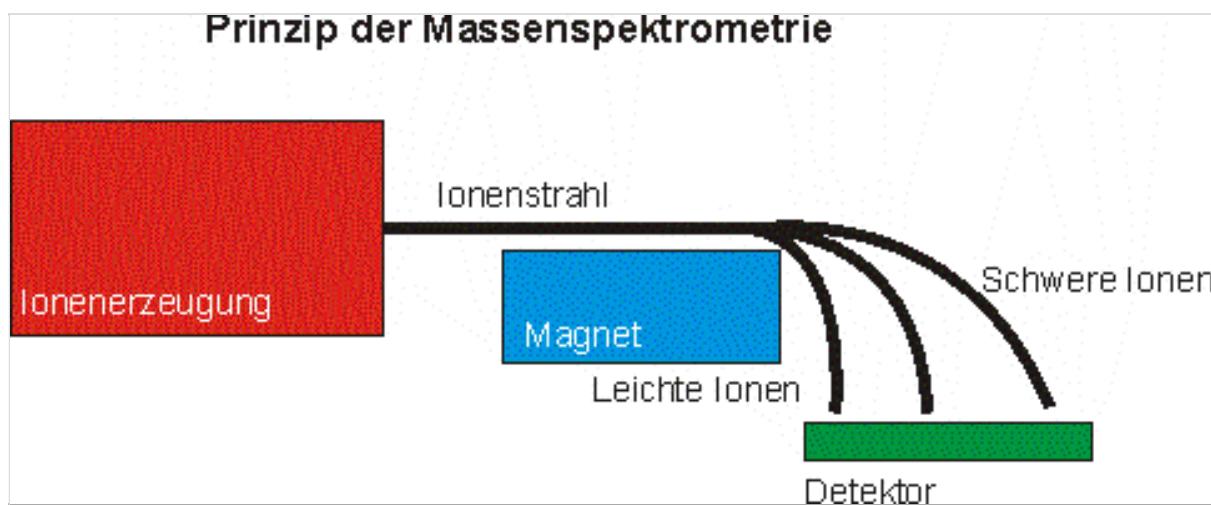


Bild 11.31: Das Prinzip der Massenspektrometrie

Analytiker, der mit der Massenspektrometrie vertraut ist, richtet sein Augenmerk zunächst auf das Signal mit der höchsten Masse, es entspricht in den meisten Fällen dem unzerstörten, ionisierten Molekül selbst, womit seine Masse sofort bestimmt werden kann. Im weiteren wird nach bestimmten Fragmenten gesucht: Besonders auffällig sind dabei Fragmente mit Massen

zwischen 72 und 77, welche meistens auf Benzolringe zurückzuführen sind. Im weiteren können einige Atome durch ihre natürlichen Isotope charakteristische Signale erzeugen. Dies gilt besonders für Halogene Chlor und Brom, bei welchen die Isotope 35 und 37 bzw. 79 und 81 am häufigsten auftreten und entsprechende Signalmuster verursachen. So kann eine halogenierte Verbindung sehr schnell vermutet bzw. bestätigt werden. Die Interpretation eines Massenspektrums, das die gesamte Struktur zum Ziel hat, ist im weiteren sehr schwierig und bedarf einiger Erfahrung. Es treten nämlich sämtliche möglichen Fragmente des ursprünglichen Moleküls auf, d. h. es entsteht schnell eine Vielzahl von Signalen, die die Interpretation nicht gerade erleichtern. Mit Hilfe von Datenbanken wird heutzutage die Interpretation allerdings automatisiert und nicht selten ist bereits mit einem Massenspektrum die gesuchte Information über das Molekül zugänglich.

Nachfolgend ist das Massenspektrum von Acetylsalicylsäure abgebildet. Eindeutig ist der Molekülionenpeak bei 180 zu erkennen, was der Molmasse des Moleküls entspricht. Weitere Fragmente 45, resp. 121 (180-59) lassen die Abspaltung der am aromatischen Ring angebrachten Substituenten vermuten.

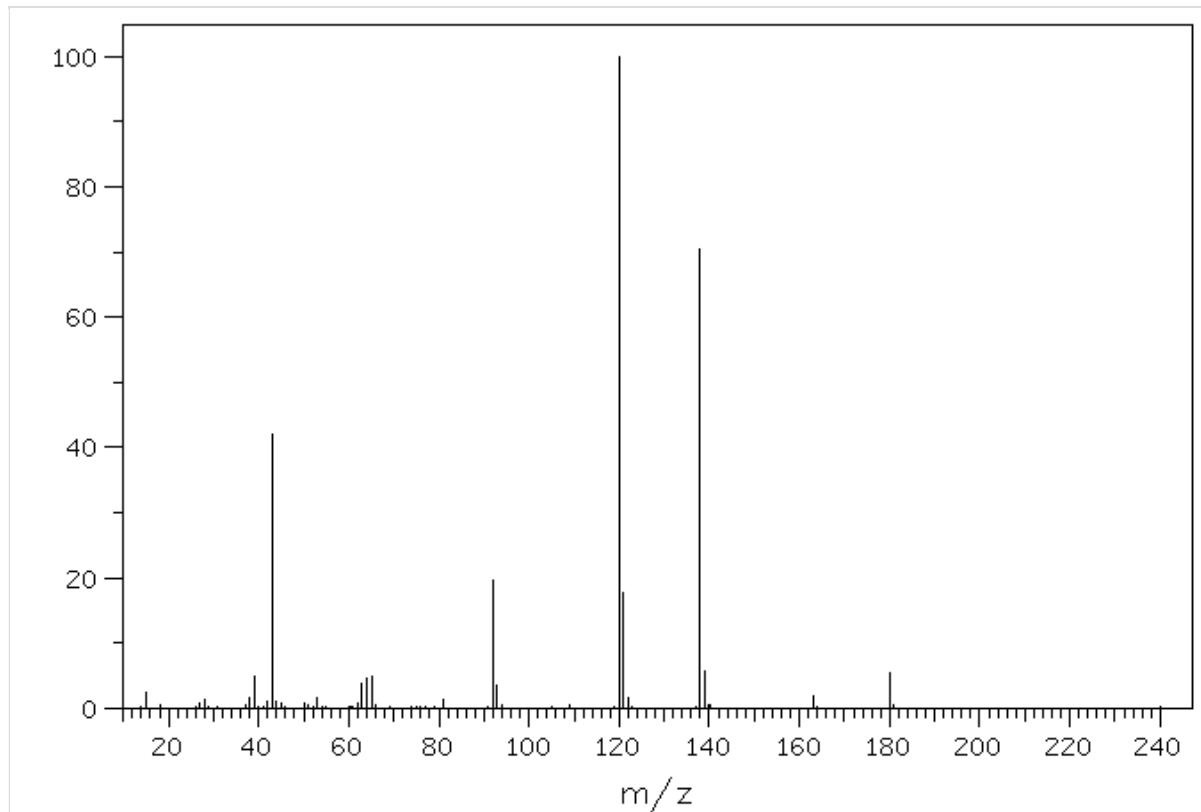


Bild 11.32: Das Massenspektrum von Aspirin

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgabe 5 der Übungsaufgaben.

11.6 Übungsaufgaben

1. Wie ändert sich ein UV/VIS-Spektrum einer Substanz, wenn



- a) die Konzentration halbiert
- b) die Schichtdicke verdoppelt wird?

2. In welchem Bereich erwarten Sie die IR-Signale



- a) von C-H-
- b) von C=O-Schwingungen?

3. Welcher Bereich des IR-Spektrums wird als Fingerprintgebiet bezeichnet?



4. Skizzieren Sie die erwarteten ^1H - und ^{13}C -NMR-Spektren von



- a) $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
- b) Ethylbenzol

5. Was zeigt das höchste Signal in einem Massenspektrum an?



11.7 Lernkontrolle

1. Die UV/VIS-Spektroskopie

- a) erzeugt farbige Spektren
- b) kann zur Konzentrationsbestimmung verwendet werden
- c) kann zur Sichtbarmachung von Licht verwendet werden

2. Eine rote Lösung

- a) absorbiert rotes Licht
- b) absorbiert grünes Licht
- c) emittiert grünes Licht

3. Der Extinktionskoeffizient

- a) ist eine Stoffkonstante
- b) ist eine universelle Konstante
- c) ist gleich 1

4. Bei doppelter Konzentration ist

- a) die Wellenlänge der Absorption verschieden
- b) der Extinktionskoeffizient doppelt so gross
- c) die Extinktion doppelt so gross

5. IR-Strahlung ist

- a) Wärmestrahlung
- b) energiereicher als UV-Strahlung

c) rot

6. Die Einheit eines IR-Spektrums auf der x-Achse ist

- a) Meter
- b) Centimeter
- c) pro Centimeter

7. Bei ca. 3000 cm^{-1} erwartet man

- a) C-C-Schwingungen
- b) C-H-Schwingungen
- c) C=O-Schwingungen

8. Unterhalb von ca. 1500 cm^{-1} befindet sich

- a) das Gebiet der C-H-Schwingungen
- b) das Gebiet der C=O-Schwingungen
- c) das Fingerprintgebiet

9. Ein Kernspin

- a) liegt bei allen Atomkernen vor
- b) liegt bei den meisten Atomkernen vor
- c) liegt nur bei g,g-Kernen vor

10. In einem starken Magnetfeld

- a) wird ein IR-Spektrum gemessen
- b) werden die Schwingungen der Atome grösser
- c) richten sich die Kernspins aus

11. Das primäre Signal eines NMR-Spektrums heisst

- a) Signal
- b) FID
- c) Fouriertransformation

12. Die Einheit eines NMR-Spektrums auf der x-Achse ist

- a) δ
- b) Hertz
- c) ppm

13. Die Signale bei der grössten chemischen Verschiebung in einem ^{13}C -NMR-Spektrum sind

- a) C=O-Gruppen
- b) CH_3 -Gruppen
- c) aromatische C-Kerne

14. Triplet bedeutet

- a) ein Dreiliniensignal
- b) drei Signale
- c) drei Spektren

15. Eine CH_2 -Gruppe erzeugt bei den ^1H -Kernen am benachbarten C-Atom

- a) ein Dublett

- b) ein Triplet
- c) ein Quartett

16. Wassertoffatome an aromatischen C-Kernen werden bei

- a) 2 ppm
- b) 4 ppm
- c) 7 ppm

17. In einem ^{13}C -NMR-Spektrum

- a) weist ein Triplet auf eine CH_3 -Gruppe hin
- b) liegen die Signale zwischen 0 und 10 ppm
- c) erzeugt jedes C-Atom ein Signal

18. Bei der Massenspektrometrie

- a) bleibt die Probensubstanz erhalten
- b) braucht es grosse Substanzmengen
- c) wird die Probensubstanz ionisiert

19. Die Massenspektrometrie liefert einen Hinweis

- a) über die Farbe der Substanz
- b) über die Molmasse der Substanz
- c) über die Reaktionsfreudigkeit der Substanz

20. In einem Massenspektrometer dient der Magnet

- a) zur Aufnahme eines NMR-Spektrums
- b) zur Beschleunigung der Ionen
- c) zur Ablenkung der Ionen

[korrigieren](#)

11.8 Literatur

W. Christen
Chemie
Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1984

Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996

E. Pretsch, J. Seibl, W. Simon, T. Clerc
Strukturaufklärung organischer Verbindungen
Springer, 1981

H. Hediger

Quantitative Spektroskopie
Hüthig, 1985

Div. Autoren
Lexikon der Chemie
Spektrum, 2000

11.9 Web-Links

UV/VIS-Spektroskopie

Theorie 
Theorie 
Theorie 
Theorie 

IR-Spektroskopie

Theorie 
Theorie 

NMR-Spektroskopie

Theorie 
Theorie 
Theorie 

Massenspektrometrie

Theorie 

Inhalt:

- [12.1 - Einleitung](#)
- [12.2 - Die fettlöslichen Vitamine](#)
- [12.3 - Die wasserlöslichen Vitamine](#)
- [12.4 - Lernkontrolle](#)
- [12.5 - Literatur](#)
- [12.6 - Web-Links](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- wissen, was Vitamine sind
- wissen, welche Vitamine fettlöslich sind
- wissen, welche Vitamine wasserlöslich sind
- Strukturformeln von einfachen Vitaminen zeichnen können
- einige Vitaminmangelerkrankungen kennen und zuordnen können
- ein paar Beispiele der Vorkommen der Vitamine in der Nahrung nennen können
- die Trivialnamen der Vitamine kennen

12.1 Einleitung

Vitamine sind uns aus dem Alltag auf Grund ihrer nützlichen Eigenschaften bezüglich der Gesundheit bekannt. Im allgemeinen weiss man, dass Vitamin A gesund ist für unsere Augen und Vitamin C besonders bei Grippe eine rasche Linderung herbeiführen kann. Trotzdem ist die Kenntnis über die weiteren Vitamine nur vereinzelt vorhanden und die Krankheiten, die mit einem Vitaminmangel einhergehen nur selten bekannt. Dies wohl darum, weil die heutige Ernährung ausgewogener ist als früher und nur noch in seltenen Fällen, zumindest in der westlichen Welt, Erkrankungen, die auf einen Vitaminmangel zurückzuführen sind, auftreten. Das war aber nicht immer so und in Gebieten in denen die Bevölkerung Hunger leidet, treten immer wieder Erkrankungen auf wegen einer einseitigen oder falschen Ernährung. Dies war auch der Hintergrund der Entdeckung der [Vitamine](#).



Eijkman, Ch.

Bild 12.1: Christiaan Eijkman

Im Jahre 1886 wurde der holländische Arzt **Christiaan Eijkman** nach Java entsandt, um die **Beriberi-Krankheit** zu studieren. Es gab Gründe zu der Annahme, dass die Krankheit ein Resultat unzureichender Ernährung sei. Japanische Seeleute hatten unter ihr sehr gelitten - die Krankheit verschwand jedoch in den achtziger Jahren des vorigen Jahrhunderts, als ein japanischer Admiral Milch und Fleisch zur Kost hinzufügen liess, die vorher nur aus Reis und Fisch bestanden hatte. Eijkman jedoch glaubte, Beriberi habe einen bakteriellen Ursprung. Er hielt Hühner als Versuchstiere und hoffte, Keime in ihnen kultivieren zu können, die für die Erkrankung massgebend waren. Es gelang ihm aber nicht. Die Hühner erkrankten jedoch plötzlich an einer Krankheit, die der Beriberi sehr ähnlich war. Ehe sich Eijkman jedoch recht darum kümmern konnte, wurden sie wieder gesund.

Als Eijkman nach den Gründen forschte, ergab es sich, dass die Hühner eine gewisse Zeit lang mit poliertem Reis aus den Vorräten des Krankenhauses gefüttert worden waren, und dass dies ihre Krankheit verursacht hatte. Nachdem sie wieder ihr gewöhnliches Hühnerfutter erhielten, erholteten sich die Tiere. Eijkman konnte durch einfache Änderung der Nahrung die Krankheit erzeugen oder heilen. Die eigentliche Bedeutung seiner Beobachtung erkannte Eijkman jedoch zunächst nicht.

Erst **Frederick Cowland Hopkins** und ein in Polen gebürtiger Biochemiker, Casimir Funk konnten das Rätsel lüften. Jeder von ihnen glaubte, nicht nur Beriberi, sondern auch solche Krankheiten wie **Skorbut**, **Pellagra** und **Rachitis** entstünden durch das Fehlen von Spuren gewisser Nahrungsmittelfaktoren.



Hopkins, F.G.

Bild 12.2: Frederick Cowland Hopkins

Unter dem Eindruck, dass diese Nahrungsmittelfaktoren Amine seien, schlug Funk im Jahre 1912 den Namen "**Vitamine**" (vita = Leben) zur Bezeichnung dieser Stoffe vor. Erst später wurde entdeckt, dass nicht alle Vitamine tatsächlich auch Amine sind, der Name wurde jedoch beibehalten.

Die Vitaminhypothese wurde anerkannt, und im ersten Drittel des zwanzigsten Jahrhunderts gelang es verschiedene Krankheiten mit Hilfe von Vitaminen einzudämmen oder gar zu überwinden. Zum Beispiel zeigte der österreichisch-amerikanische Arzt Joseph Goldberger im Jahre 1915, dass die auf den amerikanischen Süden beschränkte Pellagrakrankheit nicht durch einen Erreger hervorgerufen wurde sondern durch einen Vitaminmangel. Pellagra konnte bekämpft werden durch Zugabe von Milch zur Krankenkost.

Zunächst kannte man von den Vitaminen nichts anderes als ihre Fähigkeit, gewisse Krankheiten zu verhindern und zu heilen. Der amerikanische Biochemiker Elmer Vernon McCollum führte 1913 eine Bezeichnung der Vitamine mit Buchstaben des Alphabets ein. Es

resultierten daraus die Namen Vitamin A, Vitamin B, Vitamin C etc. Mit der Zeit stellte sich jedoch heraus, dass die Nahrung, welche Vitamin B enthielt mehr als einen einzigen Nahrungsmittelfaktor enthielt, der mehrere Symptome bekämpfen konnte. Es bürgerte sich ein von den Vitaminen B1, B2 etc. zu sprechen.

Das Fehlen von Vitamin B1 verursachte Beriberi, das von Vitamin B6 führte zu Pellagra. Fehlte Vitamin C, erkrankte man an Skorbut, welcher durch kleine Mengen an Vitamin C geheilt werden konnte. Rachitis war die Folge eines Mangels an Vitamin D. Mangel an Vitamin A beeinträchtigte das Sehvermögen und verursachte Nachtblindheit. Das waren die hauptsächlichen Vitaminmangelerkrankungen, die z. T. bis anfangs des 20. Jahrhunderts auftraten. Erst als sich das Wissen um die Vitamine vergrösserte, waren diese Krankheiten kein ernsthaftes medizinisches Problem mehr.

Die Vitamine selbst lassen sich sinnvoll in zwei grosse Klassen einteilen:

Die fettlöslichen Vitamine A, D, E, K und
die wasserlöslichen Vitamine.

12.2 Die fettlöslichen Vitamine

Die fettlöslichen Vitamine sind die Vitamine A, D, E und K. Diese vier Stoffe haben eine Gemeinsamkeit, sie sind so apolar, dass sie sich nicht oder schlecht in Wasser lösen lassen. Im weiteren bestehen aber keine Parallelen, so dass es zu jedem Vitamin einige spezielle Dinge zu erwähnen gibt:

Vitamin A

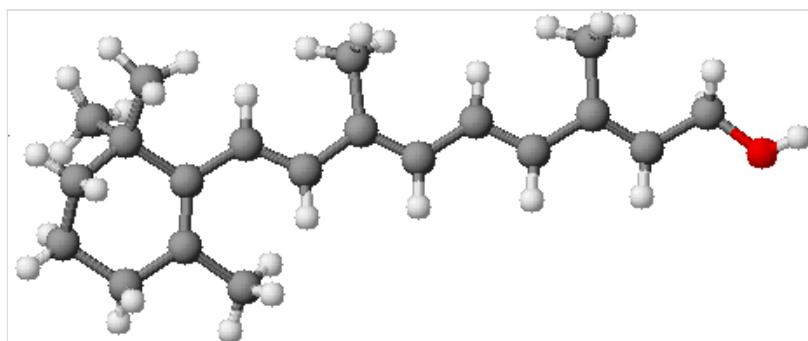


Bild 12.3: Vitamin A

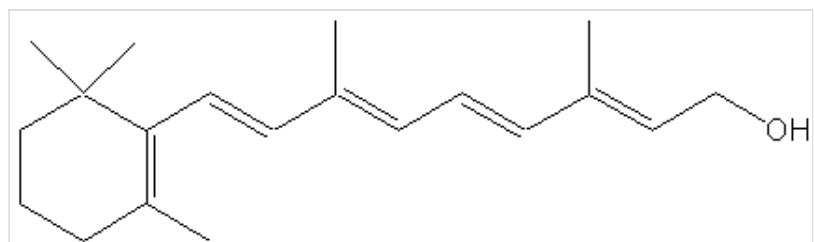


Bild 12.4: Vitamin A

Vitamin A Vitamin A, **Retinol** ist ein mehrfach ungesättigter Alkohol . Vitamin A wird aus

Carotin

gebildet. Im Alltag wird deshalb z. T. empfohlen, Karotten zu essen, wenn die Augen übermüdet oder überanstrengt sind. Retinol steht in einem Gleichgewicht mit Retinal, welches direkt am **Sehvorgang** beteiligt ist. In den stäbchenförmigen Sehzellen der Retina ist 11-Z-Retinal an das **Protein Opsin** gebunden. Bei einem Lichteinfall isomerisiert das Retinal und die Doppelbindung an der Stelle 11 wird von Z auf E gedreht. Diese Konformationsänderung aktiviert einen Prozess, der ein Signal zu Gehirn leitet.

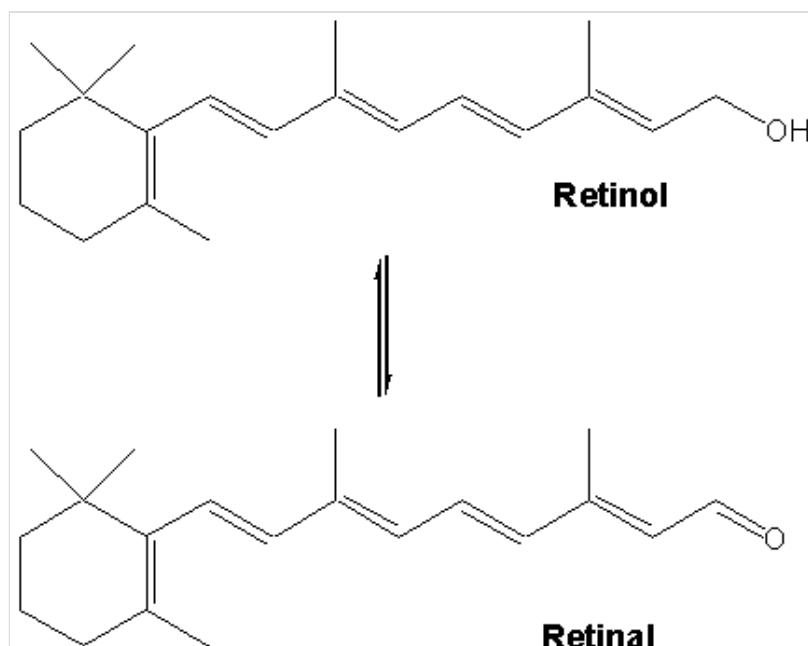


Bild 12.7: Gleichgewichte bei Vitamin A

Vitamin A Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Butter, Eigelb, fetter Käse, Lebertran, Leberwurst	1.5 - 2.7 mg	Austrocknung der Haut und der Schleimhäute, Epithelschäden am Auge, Sehstörungen (Xerophthalmie), Nachtblindheit, Blindheit, Verlangsamung des kindlichen Wachstums, Gehör-, Gleichgewichts-, Geruchs- und Geschmacksstörungen	Kopfschmerzen, Übelkeit, Erbrechen, Haarausfall, Gelenkschmerz, Leberschäden, Hemmung des Knochenwachstums, Missbildung von Foeten

Tabelle 12.1: Vitamin A

Vitamin E

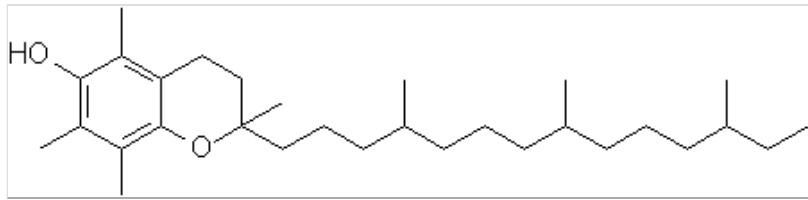


Bild 12.8: Vitamin E

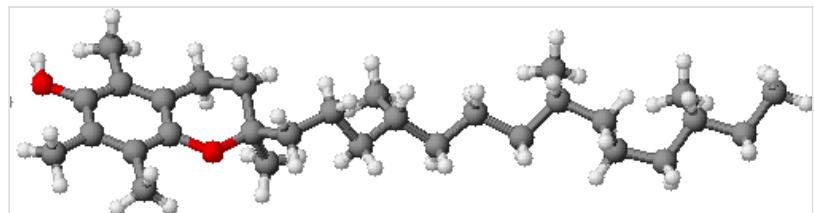


Bild 12.9: Vitamin E

Vitamin E, **α-Tocopherol** ist ein aromatischer Ester. Vitamin E wird in die Leber transportiert und danach zum peripheren Gewebe. Im Fettgewebe können wahrscheinlich grössere Mengen an Vitamin E gespeichert werden.

Vitamin E ist wesentlich an der Verhinderung der Zerstörung von Zellmembranen beteiligt. Die ungesättigten Fettsäuren in Zellmembranen können Peroxide bilden, die zur Zerstörung führen können. Vitamin E unterbricht diesen Vorgang und rettet die biologische Funktion der Membran.

Vitamin A Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Himbeeren, pflanzliche Öle, Nüsse, Sojabohnen	10 - 30 mg	Erhöhte Brüchigkeit der Erythrocyten, Haltungsstörungen, Degenerationen im Nervensystem	Kopfschmerzen, Übelkeit, Erbrechen, Schwindel, Muskelschwäche, Hormonstörungen

Tabelle 12.2: Vitamin E

Vitamin K

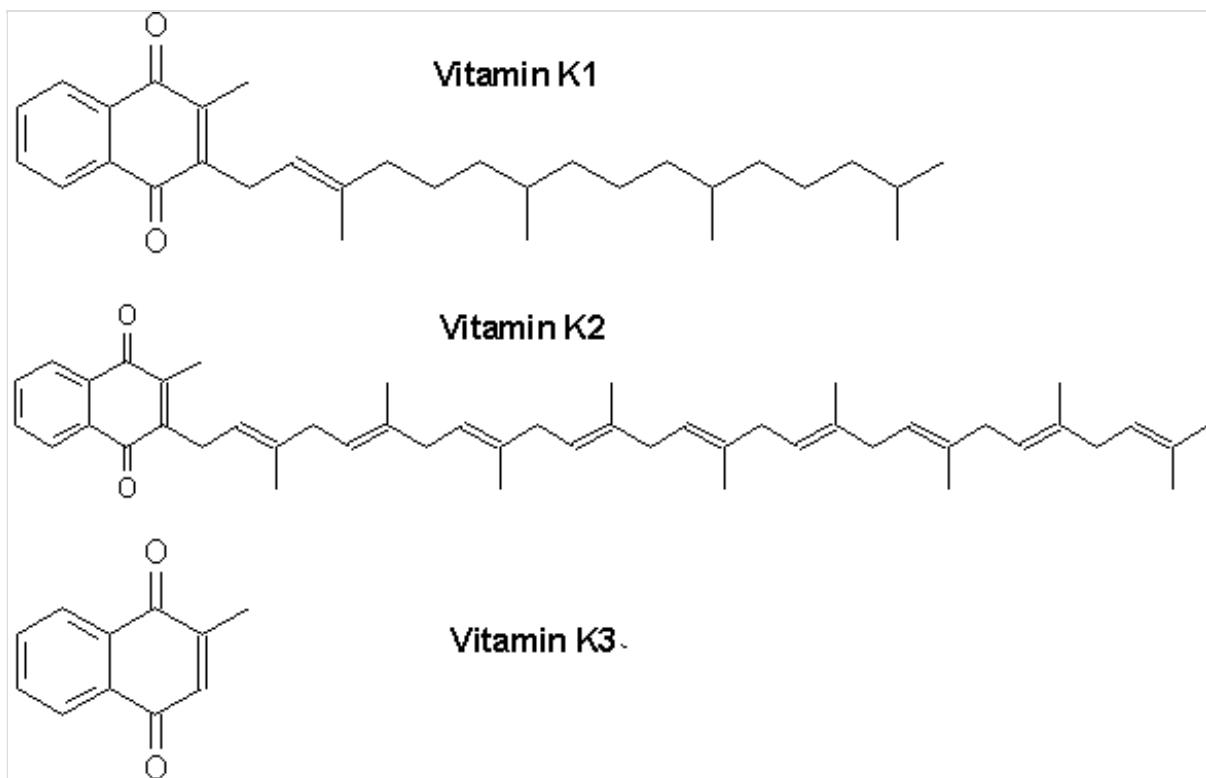


Bild 12.10: Vitamin K

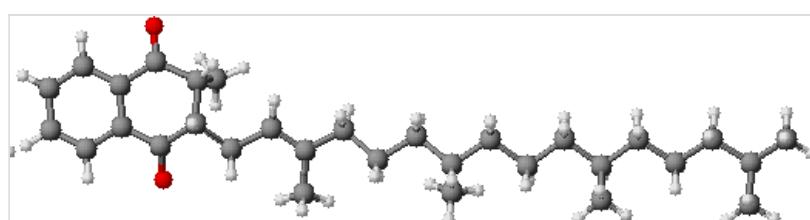


Bild 12.11: Vitamin K

Die Vitamin K Gruppe umfasst die Vitamine [K1](#), [K2](#) und [K3](#). Vitamin K wird vom Darm zur Leber transportiert und der grösste Anteil verbleibt auch dort. Ein kleinerer Teil wird zu peripherem Gewebe, z. B. Knochen transportiert. Es können keine grösseren Mengen an Vitamin K gespeichert werden.

Vitamin K ist Cofaktor bei der Modifizierung von [Eiweissen](#), z. B. von Gerinnungsfaktoren und Proteinen des Knochenstoffwechsels. Es wirkt dem Knochenabbau, Osteoporose bei älteren Leuten, vor allem Frauen nach der Menopause entgegen.

Vitamin K Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Bohnen, Broccoli, Butter, Ei, Erbsen, Quark, Kopfsalat, Hühnchenfleisch, Lammfleisch, Leber, Mais, Rindfleisch, Sauerkraut, Spinat	10 - 30 mg	Blutgerinnungsstörungen, verschiedene innere Blutungen	Erbrechen, Zerstörung der Erythrocyten, Thrombosegefahr

Tabelle 12.3: Vitamin K

Vitamin D

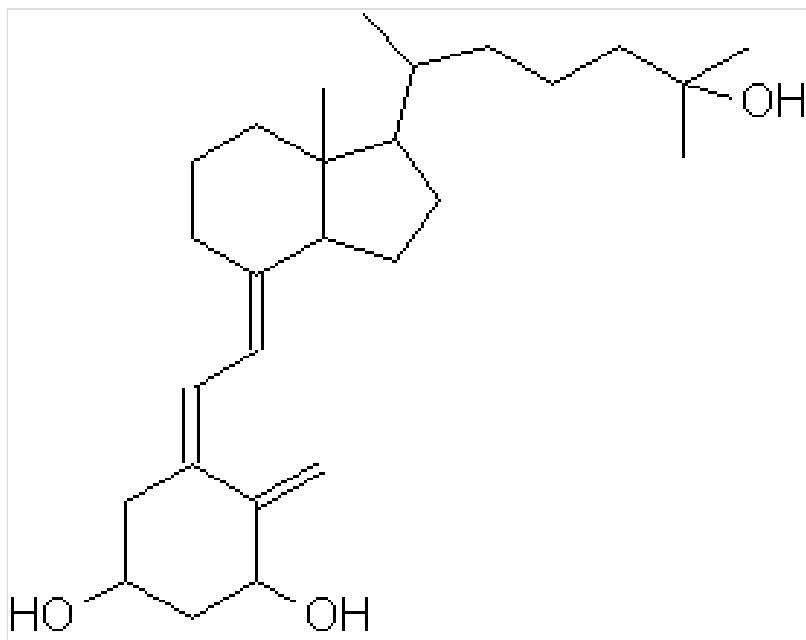


Bild 12.12: Vitamin D

Vitamin D , **Cholecalciferol** ist ein Alkohol . Es ist ein Abkömmling des Cholesterins. Vitamin D wird in der Haut unter UV-Bestrahlung gebildet. Obwohl der menschliche Körper in der Lage ist dieses Vitamin selbst zu produzieren, ist bei gewissen Umständen, zu wenig Sonnenbestrahlung, die Zufuhr durch die Nahrung sehr wichtig.

Vitamin D wird vom Darm in die Leber transportiert und dort an das D-binding Protein gebunden. Im

Fettgewebe kann Vitamin D ca. ein halbes Jahr gespeichert werden.

Vitamin D wirkt als Hormon bei der Regulation des Kalziumhaushalts, insbesondere bei der Resorption von Kalzium aus dem Darm und dem Einbau von Kalzium in Knochen.

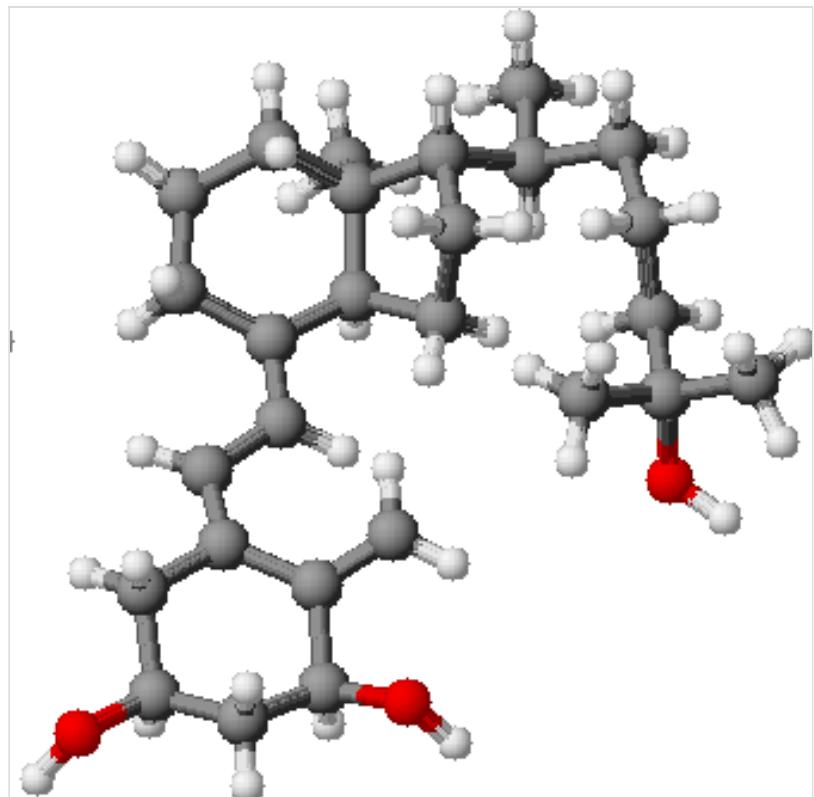


Bild 12.13: Vitamin D

Vitamin D Quellen	täglicher Bedarf	Manglerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Butter, Eidotter, Lebertran, Milch	10 µg	Rachitis bei Kindern, Knochenerweichung (Osteomalzie) bei Erwachsenen	Kopfschmerzen, Übelkeit, Erbrechen, Appetitlosigkeit, Darmstörungen, Kalkablagerungen in Blutgefäßen und Nieren

Tabelle 12.4: Vitamin D

12.3 Die wasserlöslichen Vitamine

Vitamin B

Die Vitamine der B-Gruppe umfassen die Vitamine B₁, B₂, B₆, B₁₂, Folsäure und Niacin.

Vitamin B1

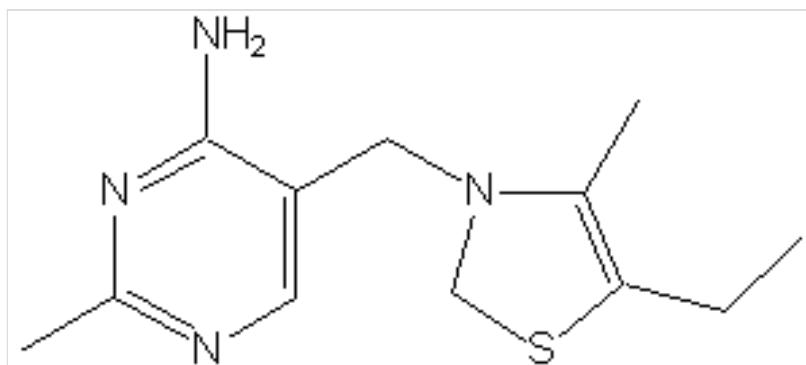


Bild 12.14: Vitamin B1

Vitamin B1, **Thiamin** wird im Zwölffinger- und Dünndarm via einen Rezeptor aufgenommen und ans Blut abgegeben. In den Geweben wird Thiamin zu Thiaminpyrophosphat phosphoryliert. Im menschlichen Organismus können keine

grösseren Mengen an Vitamin B1 gespeichert werden.

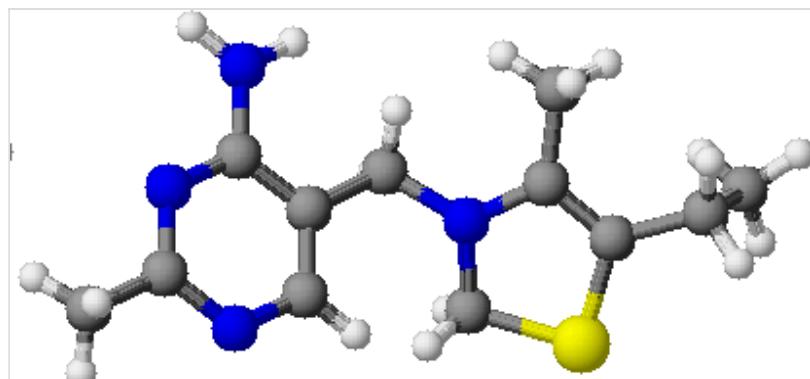


Bild 12.15: Vitamin B1

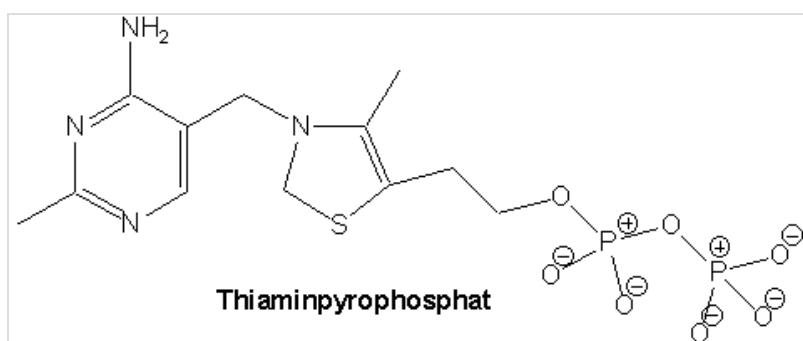


Bild 12.16: Thiaminpyrophosphat

Vitamin B1 ist als Coenzym bei der Decarboxylierung von α -Ketosäuren beteiligt, z. B. als Teil

des Pyruvat-Dehydrogenase-Komplexes. Möglicherweise hat Vitamin B1 eine Funktion als Neurotransmitter im Gehirn, dies ist allerdings zur Zeit nicht gesichert.

Vitamin B1 Quellen	täglicher Bedarf	Manglerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Ernuss, Hefe, Hühnerbrust, Hülsenfrüchte, Pistazienkerne, roher Schinken, Schweinefleisch, Sonnenblumenkerne	1,3 - 1,7 mg	Stillstand des Kohlenhydratstoffwechsels und damit Appetitlosigkeit, Gewichtsverlust, Reizbarkeit, Muskelkrämpfe, Depressionen, Beri-Beri (Herzversagen, Störung des ZNS)	Hitzegefühl, Schweißausbrüche, Übelkeit, Herzklagen, allergische Reaktionen

Tabelle 12.5: Vitamin B1

Vitamin B2

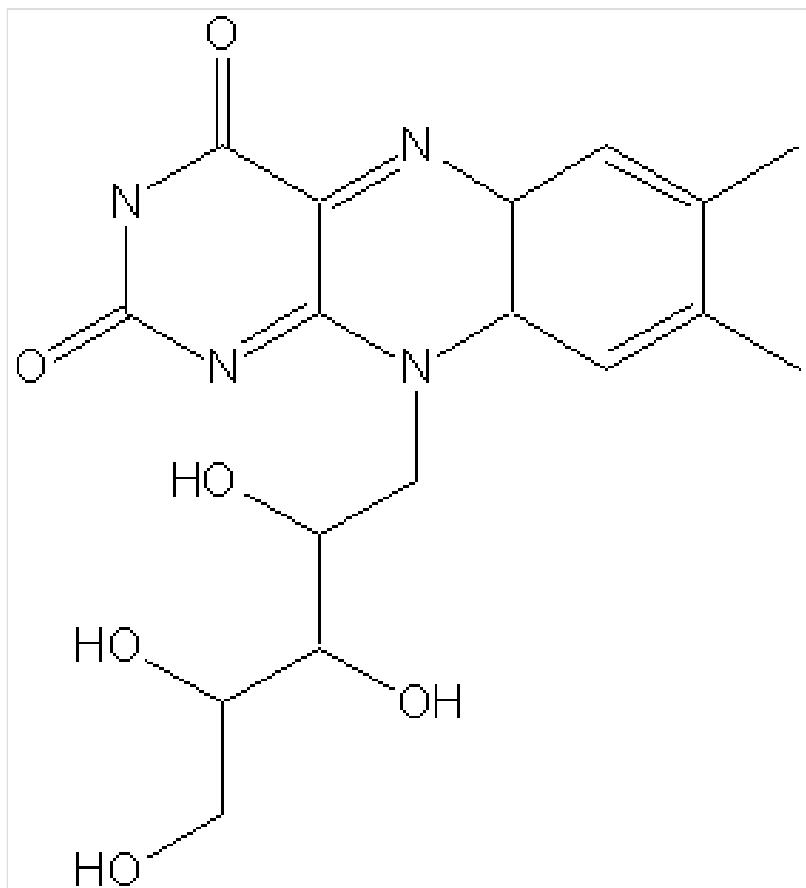


Bild 12.17: Riboflavin

Vitamin B2, **Riboflavin** wird im Darm aufgenommen und durch Phosphorylierung ins [Flavinmononukleotid](#) überführt. In dieser Form wird es ans Blut abgegeben. Im Blut wird das Vitamin zum Transport an Albumin gebunden. Im Gewebe findet eine Überführung ins [Flavin-Adenin-Dinukleotid](#) statt, wobei AMP aus ATP übertragen wird. Riboflavin selbst wird durch UV-Strahlung zerstört. Es können keine grösseren Mengen an Vitamin B2 im menschlichen Körper gespeichert werden, allerdings wird der grösste Teil in der Leber gespeichert. Vitamin B2 ist als Coenzym an vielen [Redoxreaktionen](#) beteiligt.

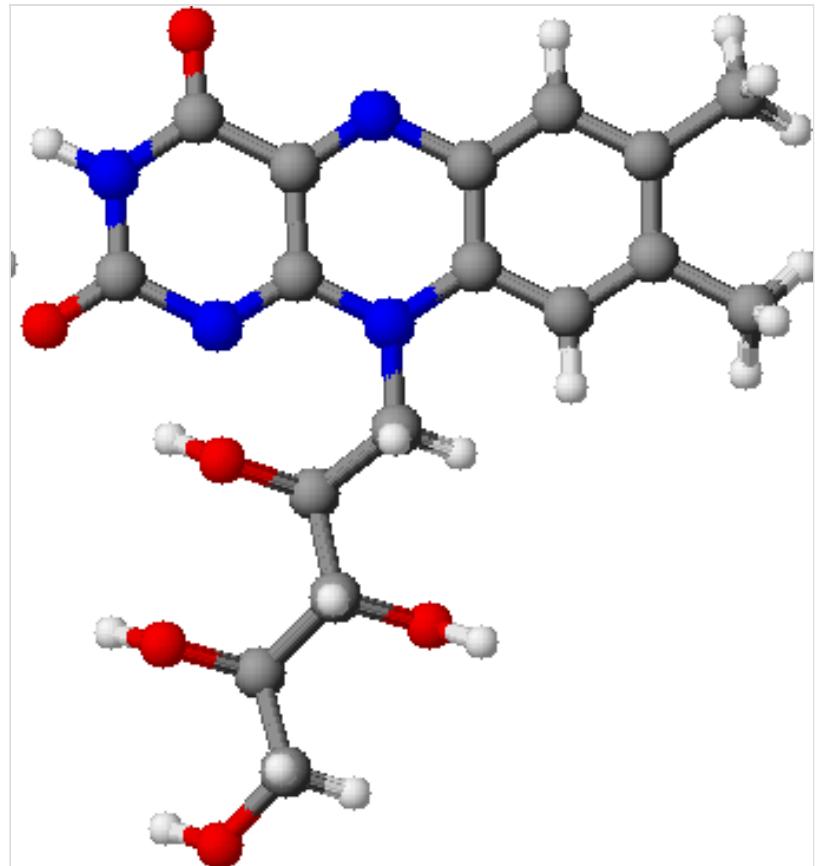


Bild 12.18: Riboflavin

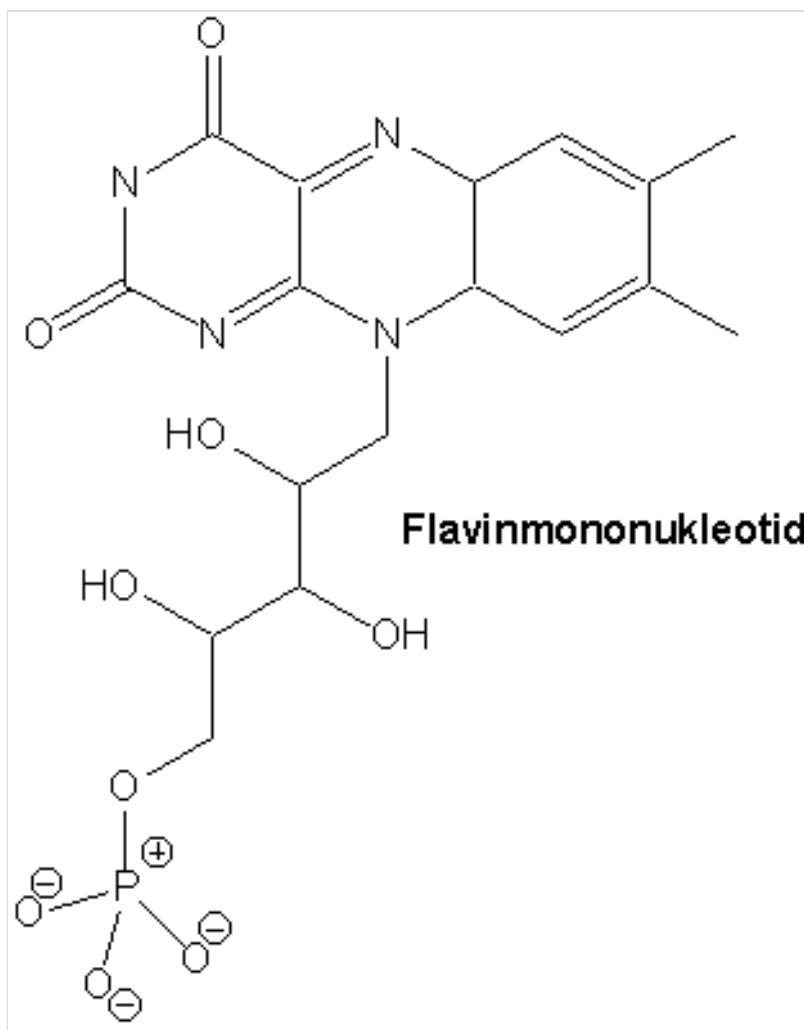


Bild 12.21: Flavinmononukleotid

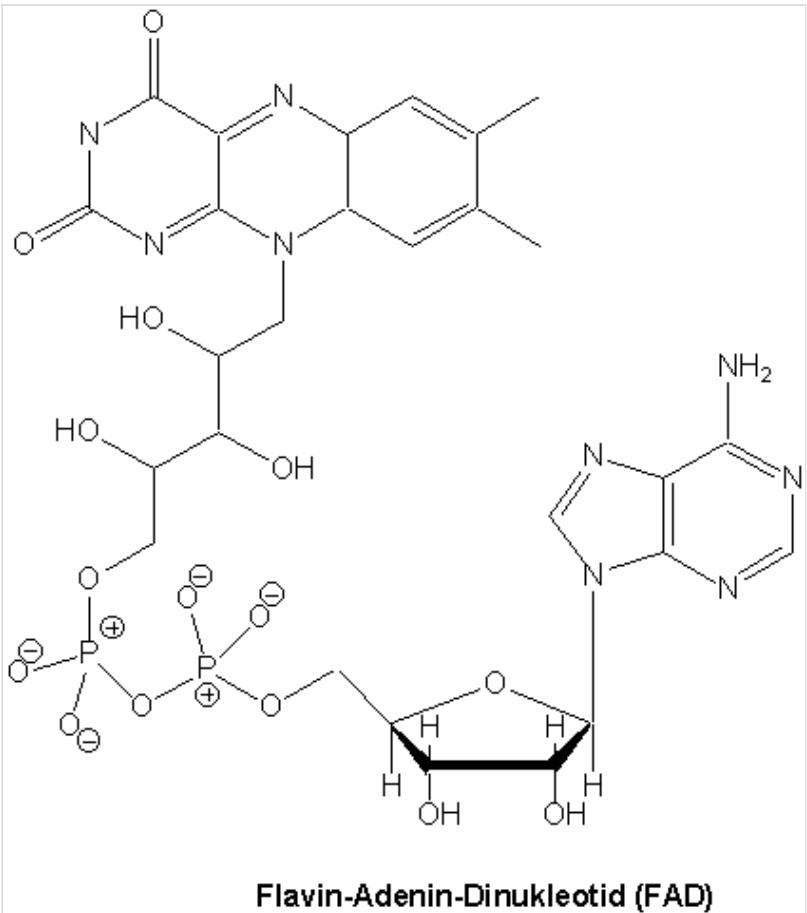


Bild 12.22: Flavin-Adenin-Dinukleotid

Vitamin B2 Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Aal, Hefe, Hühnerbrust, Herz, Käse, Leber, Niere, Seelachs	1,5 - 1,7 mg	Dermatitis, spröde Fingernägel, Trübung der Augenhornhaut, Photophobie, Wachstumsstillstand	Brennen und Kribbeln auf der Haut

Tabelle 12.6: Vitamin B2

Vitamin B6

Unter Vitamin B6, **Pyridoxin** versteht man Pyridoxol, Pyridoxal und Pyridoxamin.

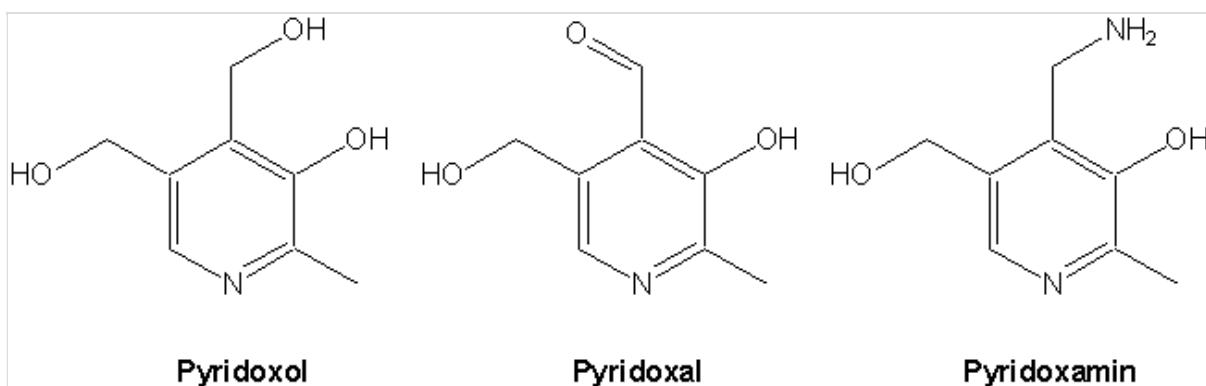


Bild 12.23: Vitamin B6

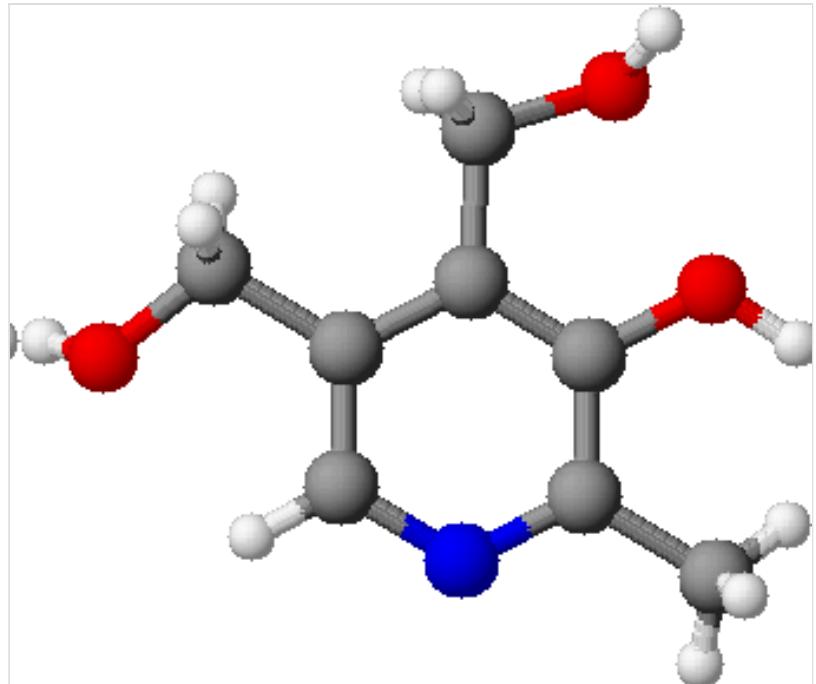


Bild 12.24: Vitamin B6

Im Darm wird Vitamin B6 passiv aufgenommen, ans Blut abgegeben, an Albumin gebunden und so transportiert. In der Leber wird die Pyridoxal-Form des Vitamins, der Aldehyd hergestellt und so ins Gewebe überführt.

Der grösste Teil von Vitamin B6 befindet sich in den Muskeln, gebunden an ein Enzym. In dieser Weise kann das Vitamin gespeichert werden.

Vitamin B6 Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Bierhefe, Fisch, Fleisch, Leber, Linsen, Schinken, Walnuss, Vollgetreide	1,5 - 2,5 mg	Appetitlosigkeit, Durchfall, Erbrechen, Krämpfe, Dermatitis, Nervenerkrankungen, Wachstumsstörungen, Anämie	Unruhe und Nervosität, Nervenstörungen

Tabelle 12.7: Vitamin B6

Vitamin B12 und Folsäure

Die Darmflora des Dickdarms produziert zwar Vitamin B12, es kann jedoch in diesem Darmabschnitt nicht resorbiert werden. Es wird im Duodenum über einen nicht ganz einfachen Mechanismus resorbiert und schliesslich an TranscobalaminII im Blut abgegeben. Es wird zur Leber transportiert und von dieser als Protein-Vitamin-komplex via Endozytose aufgenommen. Der grösste Anteil des Vitamins verbleibt in der Leber und kann dort für mehrere Jahre

gespeichert werden.

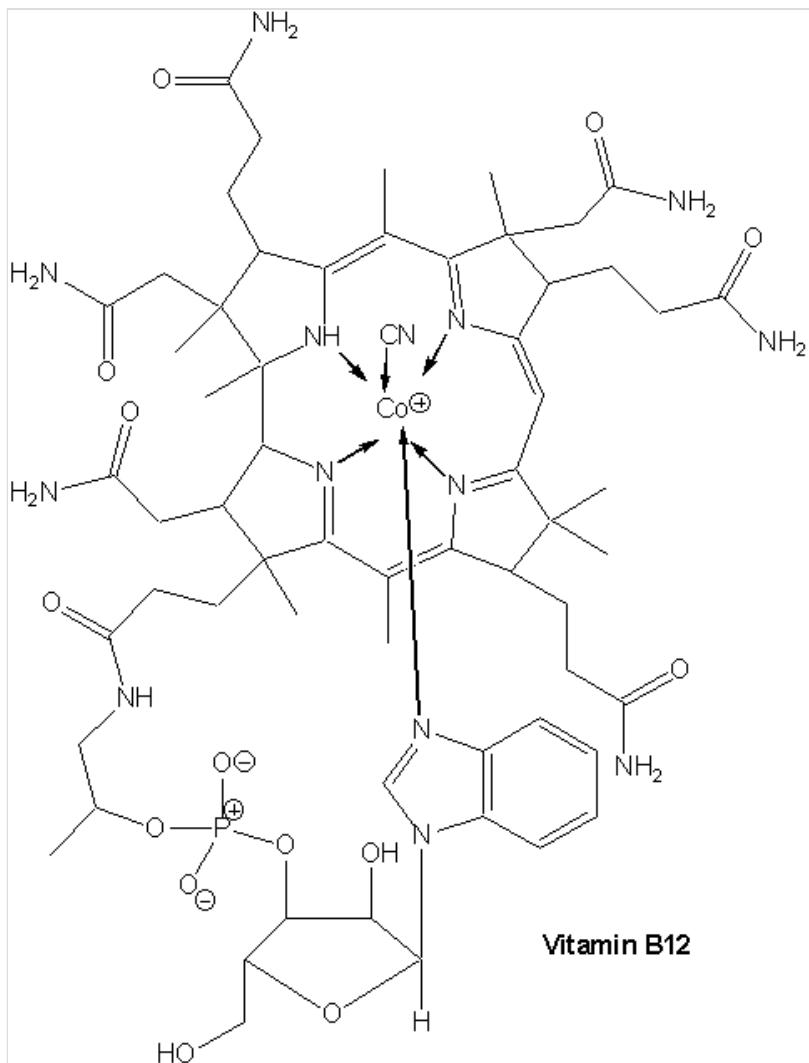


Bild 12.25: Vitamin B12

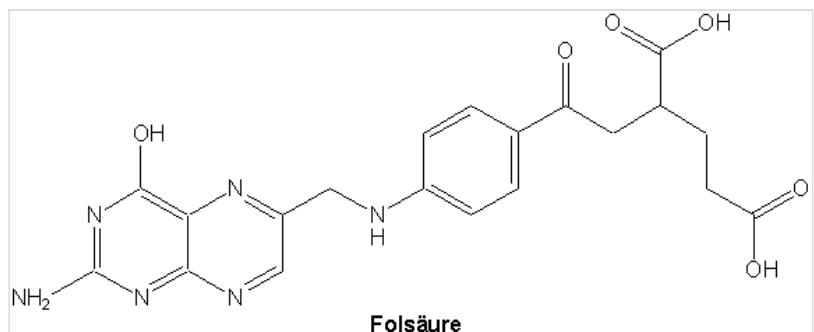


Bild 12.26: Folsäure

Folsäure

wird im Dünndarm via Endocytose in Darmepithelzellen aufgenommen. Es wird methyliert und lose an Albumin gebunden und so zur Leber transportiert. Der grösste Teil der Folsäure verbleibt für mehrere Monate in der Leber.

Sowohl [Vitamin B12](#) als auch Folsäure sind als Coenzyme in den C1-Stoffwechsel für die Purin-Biosynthese involviert. Vitamin B12 aktiviert die methyierte Folsäure, welche in dieser Form keine Reaktionen auf biochemischer Ebene eingehen kann. B12 ist damit für die Aufrechterhaltung der Funktion von Folsäure unerlässlich.

Vitamin B12 Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Bierhefe, Fisch, Hirn, Leber, tierische Gewebe	5 - 8 µg	Appetitlosigkeit, Durchfall, Perniziöse Anämie (kleinere Erythrocyten), Missbildung der Erythrocyten, Schleimhautveränderungen	Allergische Reaktionen

Tabelle 12.8: Vitamin B12

Folsäure Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Avocado, Blumenkohl, Broccoli, Leber, Mandel, Niere, Orange, Rosenkohl, Spinat, Walnuss	1,6 - 2 mg	Anämie (Blutarmut), Störung der Erythrocytenbildung, Sterilität, Pigmentbildung der Haut, Embryomissbildungen (Spina bifida), Wachstumsstörungen	Schlafstörungen, Nierenschäden, Magen-Darm-Störungen

Tabelle 12.9: Folsäure

Niacin

Unter dem Begriff Niacin versteht man Nicotinsäure und Nicotinsäureamid .

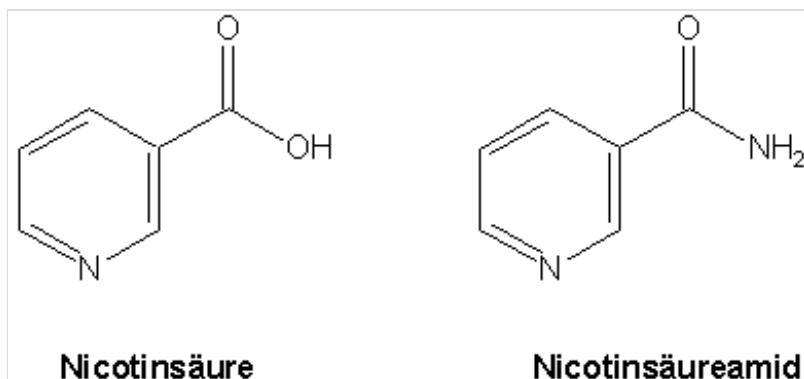


Bild 12.29: Nicotinsäure

Niacin wird im Darm in Form von Nicotinsäure via einen Rezeptor aufgenommen, in den Geweben in NAD übergeführt. NAD wirkt als Coenzym bei sehr vielen Redoxreaktionen. Im menschlichen Körper können keine grösseren Mengen von Niacin gespeichert werden.

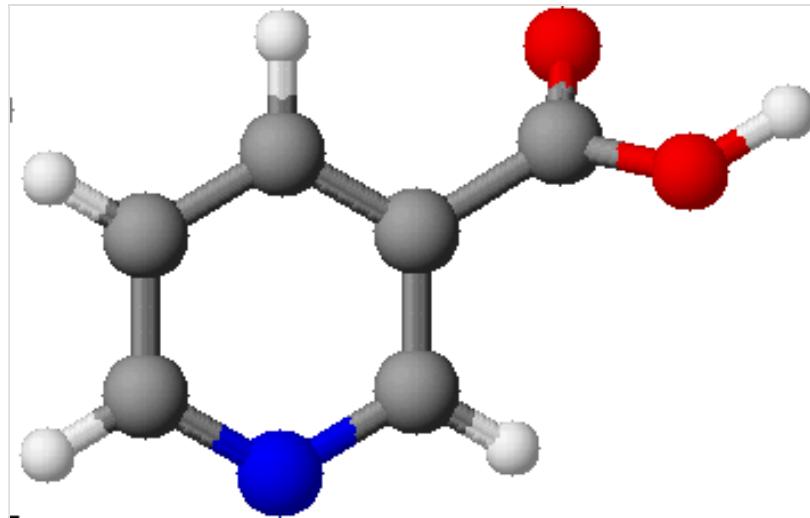


Bild 12.30: Nicotinsäureamid

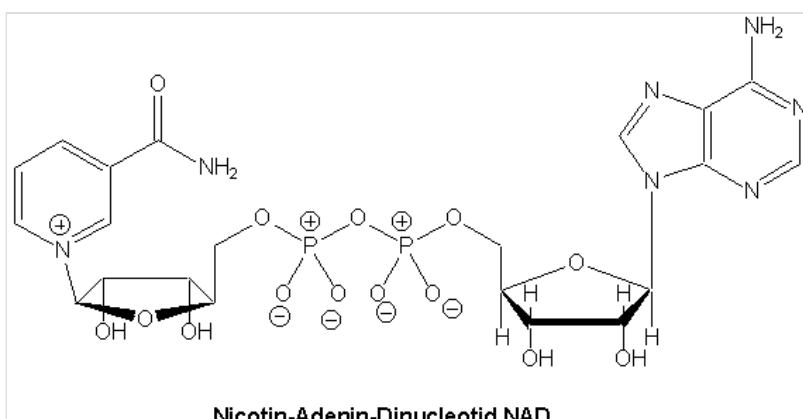


Bild 12.32: NAD

Niacin Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Fisch, Fleisch, Hefe, Keime, Kleie, Leber, Vollgetreide	15 - 18 mg	Müdigkeit, Hautveränderungen, Verdauungsstörungen, Pellagra (Schwerer Durchfall und Erbrechen, Schwindel, Anschwellen der Zunge, Depressionen, Verwirrtheit)	Hitzegefühl, Leberschäden, Magenschleimhautentzündungen

Tabelle 12.10: Niacin

Vitamin C

Vitamin C , Ascorbinsäure wird im Darm aufgenommen, ins Blut abgegeben und zu den verschiedenen Geweben transportiert. Grössere Depots befinden sich in der Leber, den Nebennieren und den Muskeln.

Vitamin C ist eines der wichtigsten Reduktionsmittel und ein wichtiger Cofaktor bei Hydroxylierungen, z. B. in der Collagensynthese. Im weiteren erhöht Vitamin C die Aufnahme

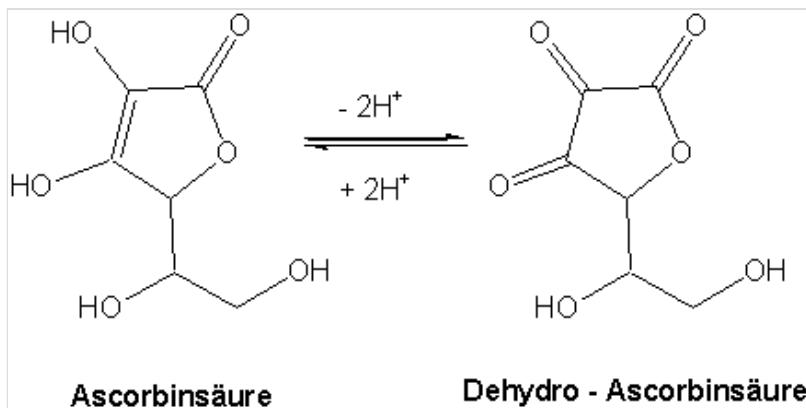


Bild 12.33: Vitamin C

von

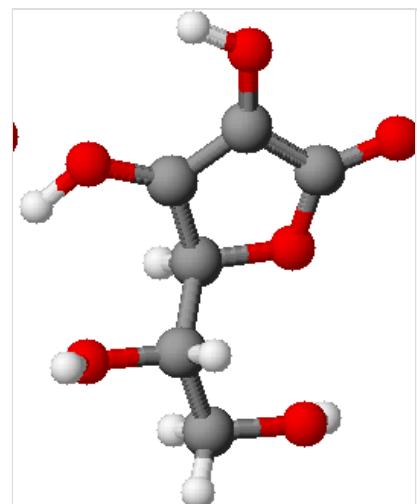


Bild 12.34: Vitamin C

Eisen aus dem Darm. Es wird darüber spekuliert, ob Vitamin C in hohen Dosen die Infektabwehr verbessere oder gar die Tumorbildung günstig beeinflusse. Die Frage ist jedoch nicht abschliessend beantwortet.

Vitamin C Quellen	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Broccoli, Erdbeere, Fenchel, Kiwi, Kresse, Kohl, Paprika, Spinat, Zitrusfrüchte	40 - 75 mg	Fehlende Bildung des Bindegewebes, Schwäche, Gelenkschmerzen, Skorbut (Blutendes Zahnfleisch, lockere Zähne, schlechte Wundheilung), Knochen- und Gelenkveränderungen	Durchfall, Bildung von Nierensteinen

Tabelle 12.11: Vitamin C

Biotin

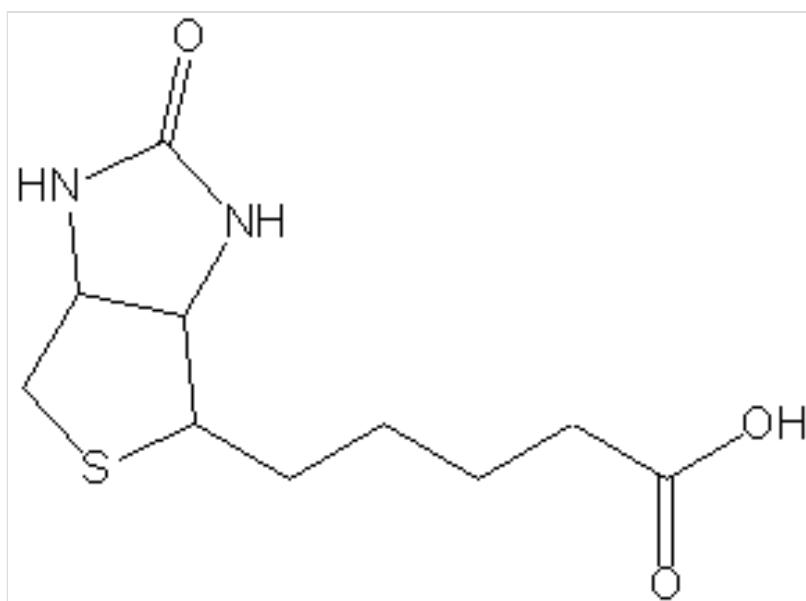


Bild 12.35: Biotin

Biotin wird von den Darmepithelzellen aufgenommen, ins Blut abgegeben und zu den verschiedenen Geweben transportiert. Es wirkt als Coenzym bei Carboxylierungen, z. B. in der Fettsäuresynthese.

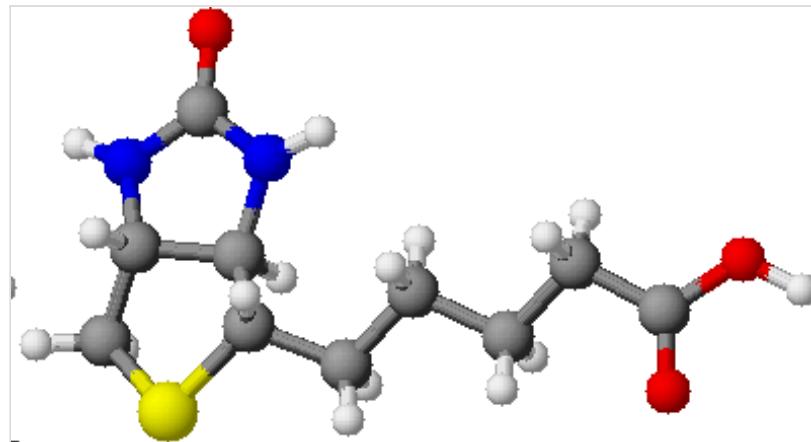


Bild 12.36: Biotin

Biotin	täglicher Bedarf	Mangelerscheinungen	Folgen einer Überdosierung
Synthese durch Darmflora	0,25 - 0,3mg	Appetitlosigkeit, Müdigkeit, Übelkeit, Haarausfall, Schuppenflechte, Nervosität, Muskelschmerzen	nicht bekannt

Tabelle 12.12: Biotin

Pantothenäure

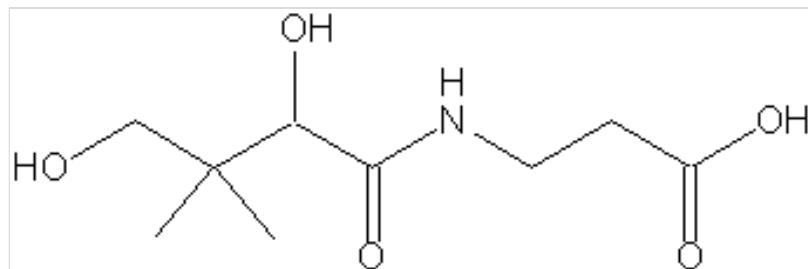


Bild 12.37: Pantothenäure

Über die Aufnahme von Pantothenäure aus dem Darm und dem Transport zum Gewebe ist nicht viel bekannt. Im Gewebe wird sie in mehreren Schritten in Coenzym A eingebaut, welches

seinerseits an der Aktivierung vieler organischer Säuren beteiligt ist.

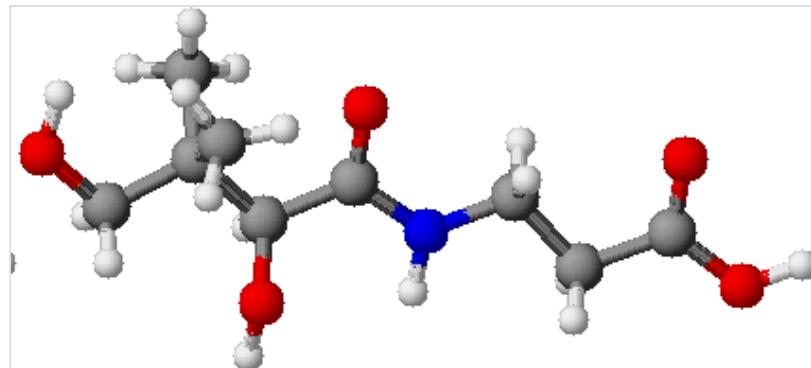


Bild 12.38: Pantothenäure

täglicher

Folgen einer

Pantothenäsäure	Bedarf	Mangelscheinungen	Überdosierung
Eier, Erdnuss, Fleisch, Kartoffel		Übelkeit, leichte Ermüdbarkeit, Apathie, Kopfschmerzen, Schlaf- und Bewegungsstörungen, Hauterkrankungen, Grauhaarigkeit, Schäden der Nebennieren	nicht bekannt

Tabelle 12.13: Pantothenäsäure

12.4 Lernkontrolle

1. Vitamine sind

- a) Nahrungsmittelfaktoren
- b) Amine
- c) Alkohole

2. Die fettlöslichen Vitamine sind

- a) A, B, C
- b) A, D
- c) A, D, E, K

3. Vitamin B

- a) ist ein einziges Vitamin
- b) ist eine Gruppe von Vitaminen
- c) ist fettlöslich

4. Das einzige Vitamin, welches ein Metallion enthält ist

- a) Vitamin C
- b) Vitamin B6
- c) Vitamin B12

5. Carotin ist ein Vorläufer von

- a) Vitamin B12
- b) Vitamin D
- c) Vitamin A

6. Eine Überdosis an Vitaminen

- a) ist besonders gesund
- b) kann Krankheiten hervorrufen
- c) ist unmöglich

7. Vitamine

- a) können im Organismus gespeichert werden
- b) können im Organismus nicht gespeichert werden
- c) sind instabil

8. Vitamin D

- a) wird unter der Haut durch UV-Strahlung produziert
- b) ist wichtig für den Sehvorgang
- c) ist nicht lebensnotwendig

9. Rachitis

- a) ist eine Entzündung des Rachens
- b) ist eine Fehlfunktion des Knochenwachstums
- c) ist Nachtblindheit

10. Rachitis steht im Zusammenhang mit einem Mangel an

- a) Vitamin A
- b) Vitamin B1
- c) Vitamin D

11. Ein anderer Name für Vitamin C ist

- a) Vitamin K
- b) Ascorbinsäure
- c) Nicotinsäure

12. Biotin

- a) ist ein fettlösliches Vitamin
- b) ist ein Farbstoff
- c) wird durch die Darmflora synthetisiert

13. Zur Biosynthese von NAD braucht es

- a) Biotin
- b) Vitamin C
- c) Nicotinsäure

14. Bei Skorbut

- a) können Zähne ausfallen
- b) wird das Gehör beeinträchtigt
- c) bilden sich Tumore

15. Skorbut

- a) kann durch Einnahme von Zitrusfrüchten gelindert werden
- b) kann nicht behandelt werden
- c) ist ein Mangel von Vitamin D

16. Beim Sehvorgang

- a) findet eine Isomerisierung statt
- b) wird Vitamin B verbraucht
- c) lagert sich Carotin an Opsin

17. Vitamin K

- a) heisst Albumin
- b) hat keine physiologische Wirkung
- c) kann auf Osteoporose vorbeugend wirken

18. Ein Mangel an Niacin bewirkt

- a) Beri-Beri
- b) Pellagra
- c) Rachitis

19. Beri-Beri-Kranke leiden unter

- a) Haarausfall
- b) Störungen im ZNS
- c) Nachtblindheit

20. Vitamin C ist ein

- a) wichtiges Reduktionsmittel
- b) wichtiges Oxidationsmittel
- c) vor allem in Fleisch enthalten

korrigieren

12.5 Literatur

W. Christen

Grundlagen der organischen Chemie

Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1982

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

E. Pretsch, J. Seibl, W. Simon, T. Clerc

Strukturaufklärung organischer Verbindungen

Springer, 1981

H. Hediger

Quantitative Spektroskopie

Hüthig, 1985

Div. Autoren

Lexikon der Chemie

Spektrum, 2000

12.6 Web-Links

Allgemein

Theorie [↗](#)

Theorie [↗](#)

Theorie [↗](#)

Theorie [↗](#)

Vitamin A

Theorie [↗](#)

Vitamin B

Theorie [↗](#)

Theorie [↗](#)

Theorie [↗](#)

Vitamin C

Vitamin C Foundation [↗](#)

Theorie [↗](#)

Vitamin D

Theorie [↗](#)

Inhalt:

- [13.1 - Der Energietransport](#)
- [13.2 - Die Glycolyse](#)
- [13.3 - Der Citronensäurezyklus](#)
- [13.4 - Der Harnstoffzyklus](#)
- [13.5 - Der Fettabbau](#)
- [13.6 - Verknüpfungen im Zellstoffwechsel](#)
- [13.7 - Lernkontrolle](#)
- [13.8 - Literatur](#)
- [13.9 - Web-Links](#)

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- wissen wie die Energie in Zellen übertragen werden kann
- wissen wie Wasserstoff in Zellen übertragen werden kann
- die Klassierung der Nahrungsmittel kennen
- die Bedeutung des Citronensäurezyklus kennen
- die Bedeutung des Harnstoffzyklus kennen
- wissen, wie der Kohlenhydratabbau funktioniert
- wissen, wie Fette verarbeitet werden
- das Zusammenspiel der einzelnen Abbauvorgänge kennen

13.1 Der Energietransport

Der [Zellstoffwechsel](#) ist der zentrale Vorgang in einer Zelle, bei welcher Energie gewonnen wird. Die Gewinnung der Energie ist notwendig zur Erhaltung wichtiger physiologischer Vorgänge, z. B. zur Kontraktion von Muskeln.

Es ist schliesslich nicht ein einziger Prozess, der die notwendige Energie liefert, sondern es sind mehrere Prozesse am Ganzen beteiligt. Die Energie entnehmen wir unserer Nahrung, die wir grob in die Kategorien

[Kohlehydrate](#)

[Fette](#)

[Proteine](#)

einteilen können. Wie der Abbau der einzelnen Ernährungsklassen vor sich geht, ist in den nachfolgenden Kapiteln beschrieben.

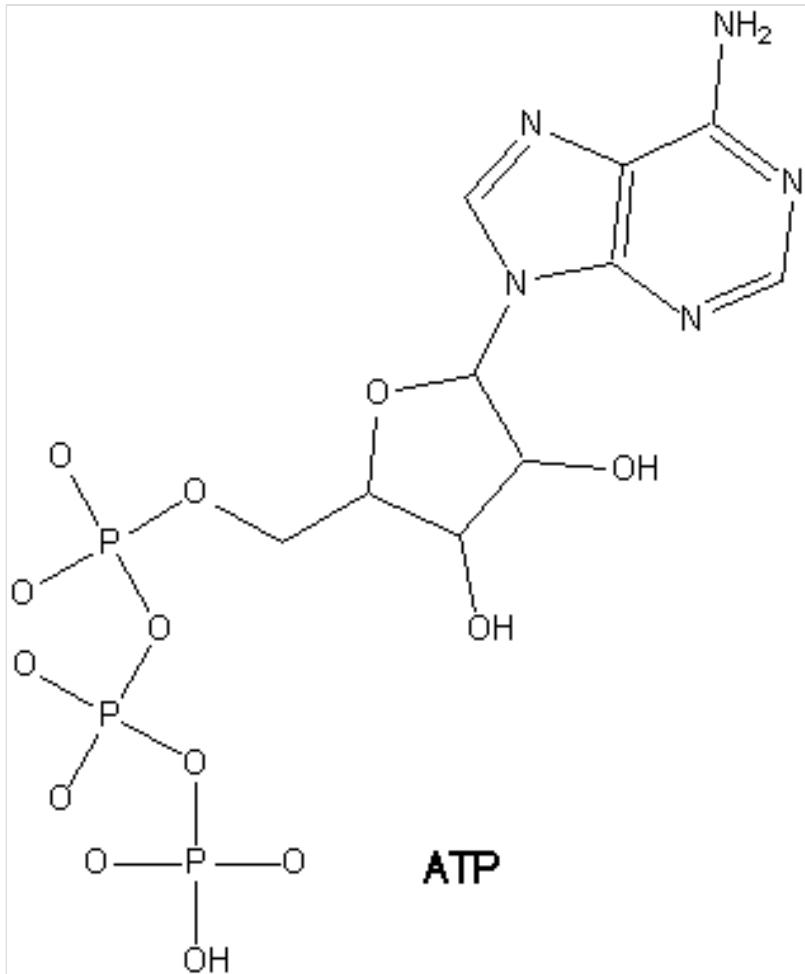


Bild 13.1: ATP

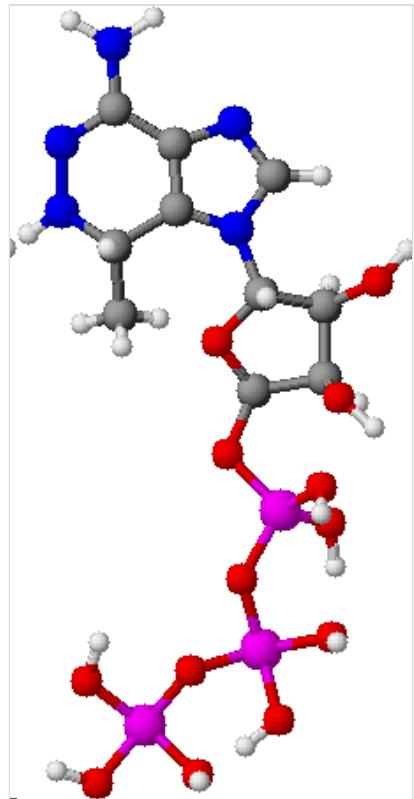


Bild 13.2: ATP

Wichtig für eine Zelle selbst ist die Energieübertragung. Damit chemische Reaktionen überhaupt ablaufen können, ist Energie, Aktivierungsenergie notwendig.

Die Natur hat einen einzigen Stoff, ATP entwickelt, welcher als universeller Transport- und Speicherstoff für Energie schlechthin dient. Die Energie, die in ATP gespeichert ist, ist in den chemischen Bindungen selbst gespeichert. Es sind die energiereichen Phosphatbindungen, bei deren Spaltung Energie freigesetzt werden kann. Diese Energie dient Enzymen als Aktivierungsenergie für ganz verschiedene Prozesse.

Energieübertragung durch ATP

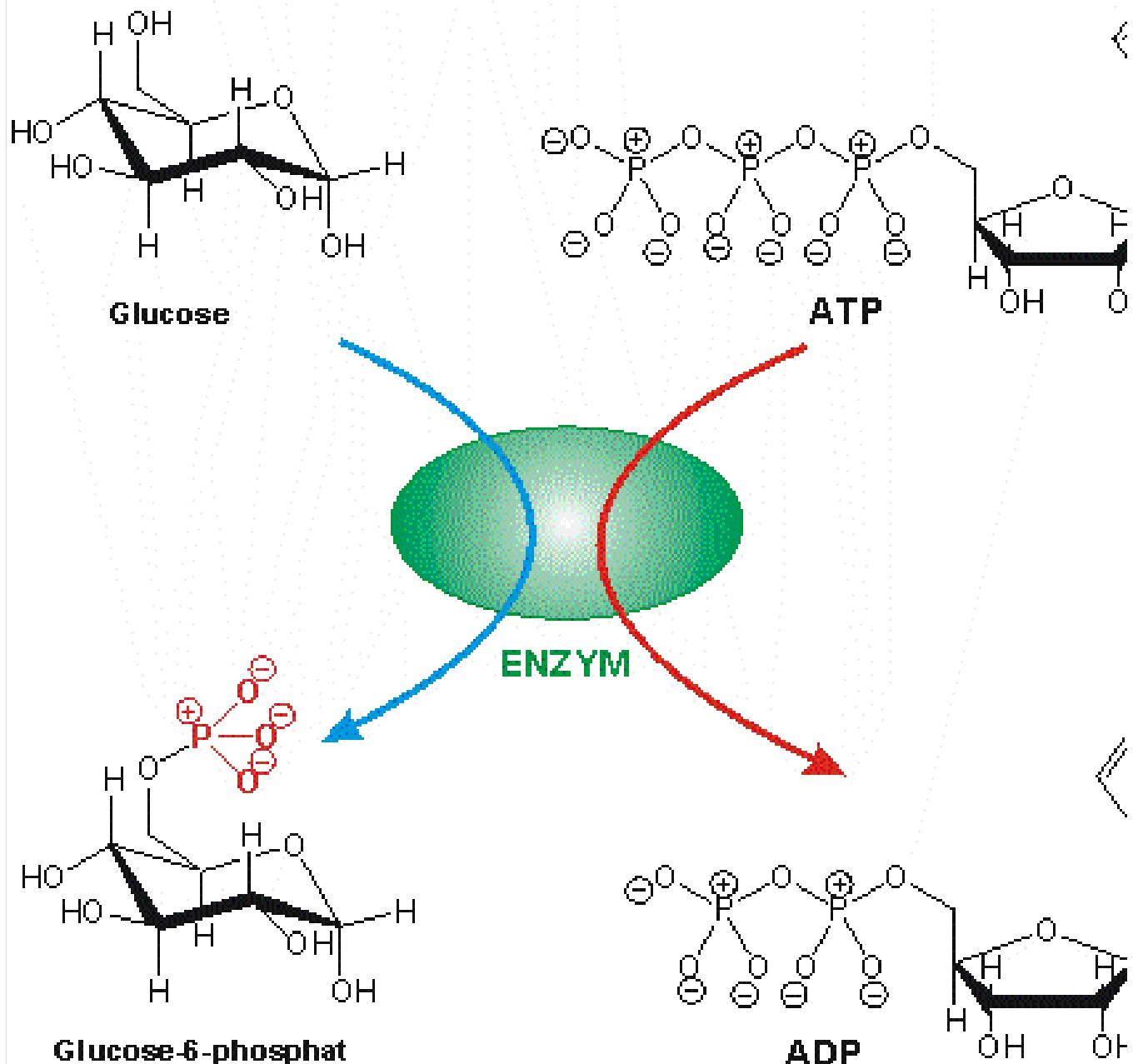
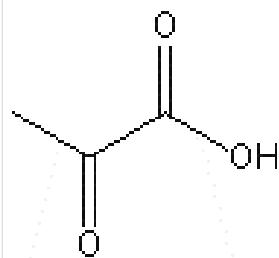


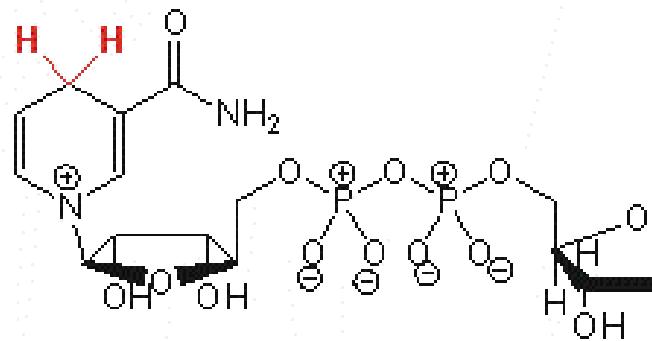
Bild 13.3: ATP und Energie

Ein ebenso wichtiger Prozess wie die Übertragung der Energie ist die Übertragung von Wasserstoffatomen. So entsteht z. B. in den Muskeln bei starker Belastung durch eine reduktive Wasserstoffübertragung aus Brenztraubensäure Milchsäure. Der Wasserstoff wird von einem ebenso universellen Molekül, dem Coenzym NADH, Nicotinamid-Adenin-Dinucleotid geliefert. Es besitzt die Fähigkeit Wasserstoff locker zu binden und ihn bei Bedarf wieder abzugeben.

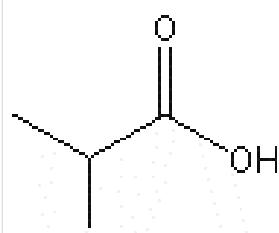
Wasserstoffübertragung durch NADH



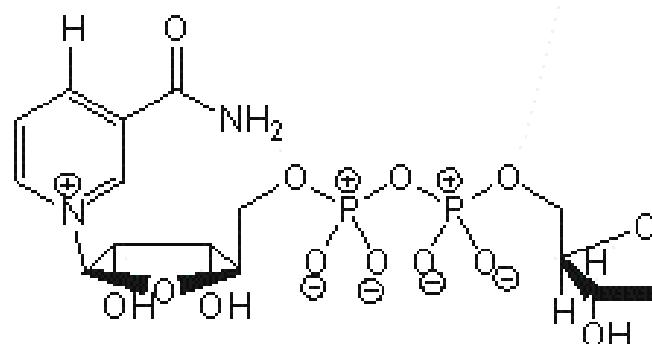
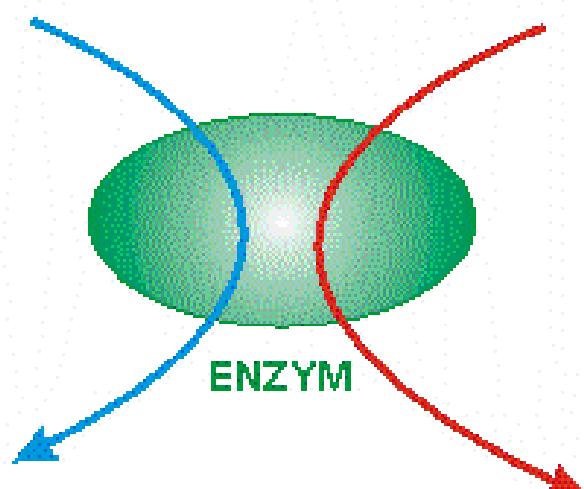
Brenztraubensäure



Nicotin-Adenin-Dinucleotid NADH



Milchsäure



Nicotin-Adenin-Dinucleotid NAD⁺

Bild 13.4: Nicotinamid-Adenin-Dinucleotid

13.2 Die Glykolyse

Die [Glykolyse](#) beschreibt die Umwandlung, den Abbau von Kohlehydraten. [Kohlehydrate](#) nehmen wir in der Nahrung in Form von Monosacchariden, z. B. Glucose, Disacchariden, z. B.

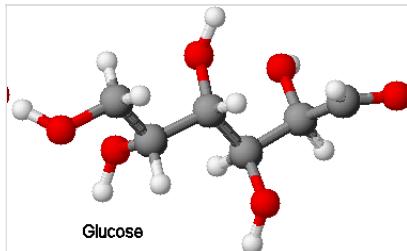


Bild 13.5: Glucose

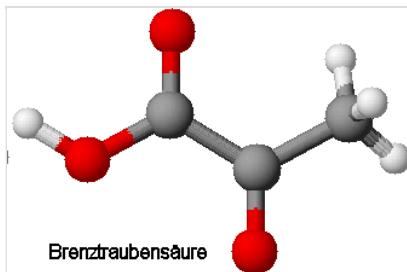


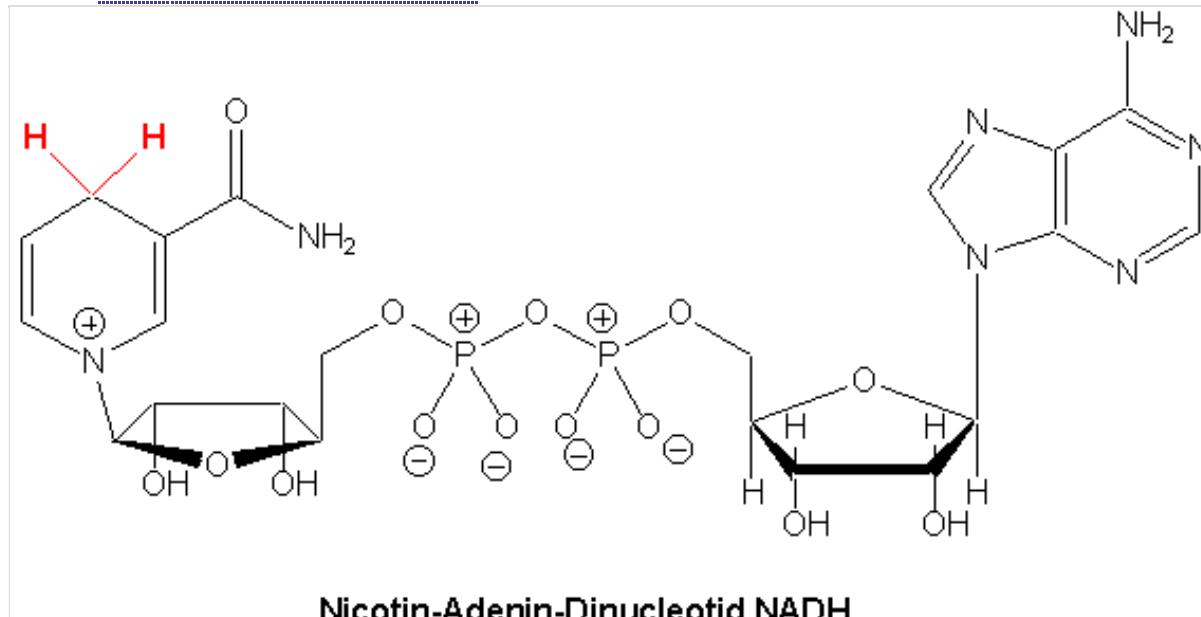
Bild 13.7: Brenztraubensäure

Saccharose [\[2\]](#) oder Polysaccharide, vor allem Stärke zu uns. Die erste Phase des Verdauungsvorganges spaltet die Di- und Polysaccharide in blutbahngängige Glucoseeinheiten, die dann in der Glykolyse verwertet werden. Bei diesem Prozess wird im Cytoplasma eine Glucoseeinheit C₆ in zwei Einheiten **Brenztraubensäure** C₃ umgewandelt.

Die Glykolyse beginnt mit einer Aktivierung der Glucose. Unter Verbrauch einer **ATP-Einheit** [\[3\]](#) wird **Glucose-6-phosphat** [\[4\]](#) gebildet. **Glucose-6-phosphat** ist energiereicher und damit reaktionsfreudiger. In dieser Form kann es die Zellmembran nicht mehr durchdringen, bleibt also in der Zelle gefangen. Nach einer Umlagerung zu **Fructose-6-phosphat** (Bild [\[5\]](#)) wird das Molekül erneut phosphoryliert zu Fructose-1,6-bisphosphat, welches schliesslich in zwei C₃-Einheiten gespalten wird, in **Glycerinaldehyd-3-phosphat** (Bild [\[6\]](#)) und **Dihydroxyacetonphosphat** (Bild [\[7\]](#)). Diese beiden Moleküle stehen miteinander in einem **chemischen Gleichgewicht**.

Glycerinaldehyd wird in einem weiteren Schritt **oxidiert** und phosphoryliert zu **Glycerinsäure-1,3-bisphosphat** [\[8\]](#). Dieser Schritt, die Oxidation des Aldehyds ist der energieliefernde Schritt in der Glykolyse.

Alles über alles gesehen erwirbt sich eine Zelle bei der Glykolyse einen Gewinn an Energie in Form zweier Moleküle ATP pro Glucosemolekül. Im weiteren entstehen zwei Moleküle des Coenzymes **Nicotin-Adenin-Dinucleotid**



Nicotin-Adenin-Dinucleotid NADH

(NADH), welches der Zelle für weitere Reaktionen zur Verfügung steht. Die Glykolyse [\[9\]](#)

13.3 Der Citronensäurezyklus

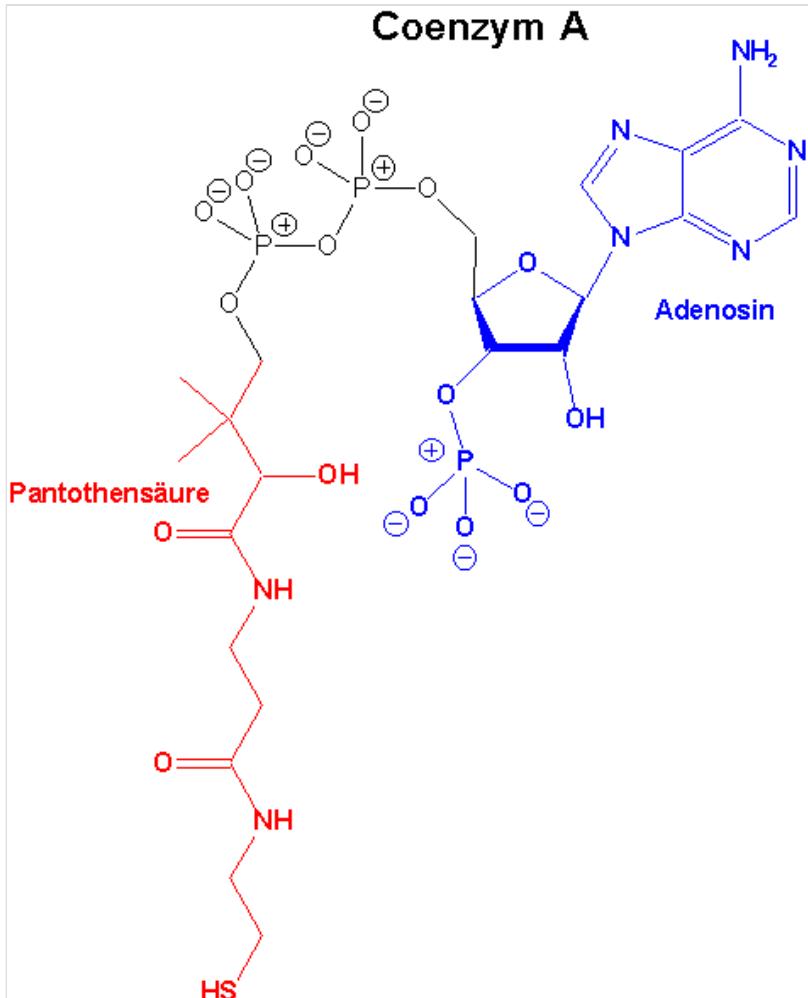


Bild 13.16: Coenzym A

Bei der Glykolyse wird Glucose in zwei Moleküle Brenztraubensäure gespaltet. Die Brenztraubensäure wird in einem weiteren Schritt, einer oxidativen Decarboxylierung zerlegt. Dabei wird CO_2 abgespalten und gleichzeitig NADH gebildet. Es bleibt schliesslich eine C_2 -Einheit, ein Essigsäuregerüst übrig, welches sich mit dem Coenzym A zu Acetyl-CoA verbindet. In dieser Weise wurde die C_2 -Einheit in einen reaktiveren Zustand, das Acetyl-CoA versetzt. Acetyl-CoA ist eine zentrale Verbindung im gesamten Stoffwechsel, es wird im weiteren Verlauf des Kohlenhydratstoffwechsels in den Citronensäurezyklus eingebracht.

Im Citronensäurezyklus verknüpft sich Acetyl-Coenzym A mit Oxalessigsäure, wobei das Coenzym A abgespalten wird. Aus der Oxalessigsäure, einer C_4 -

Einheit wird in dieser Weise eine C_6 -Einheit, Citronensäure gebildet.

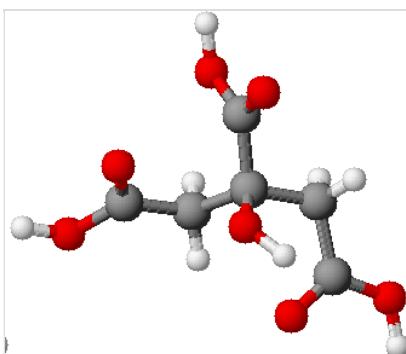


Bild 13.19: Citronensäure

in einem mehrstufigen Kreisprozess wird von der Citronensäure nun insgesamt zweimal CO_2 abgespalten und über die Stationen Isocitronensäure (Bild), α -Ketoglutarsäure (Bild), Bernsteinsäure (Bild), Fumarsäure (Bild) und Apfelsäure (Bild) entsteht erneut Oxalessigsäure. Die Oxalessigsäure steht nun für den Kreisprozess wieder zur Verfügung, durch die Reaktion mit Acetyl-Coenzym A entsteht wieder Citronensäure und der Zyklus kann von neuem beginnen. Neben den zwei Molekülen CO_2 , die während des Kreisprozesses entstehen, bilden sich drei Einheiten NADH und ein Molekül FADH₂ (Bild). So wird also der gesamte

Wasserstoff, der beim Reaktionszyklus entsteht an wasserstoffübertragende Coenzyme gebunden und in dieser Weise für weitere Reaktionen konserviert.

Der Citronensäurezyklus

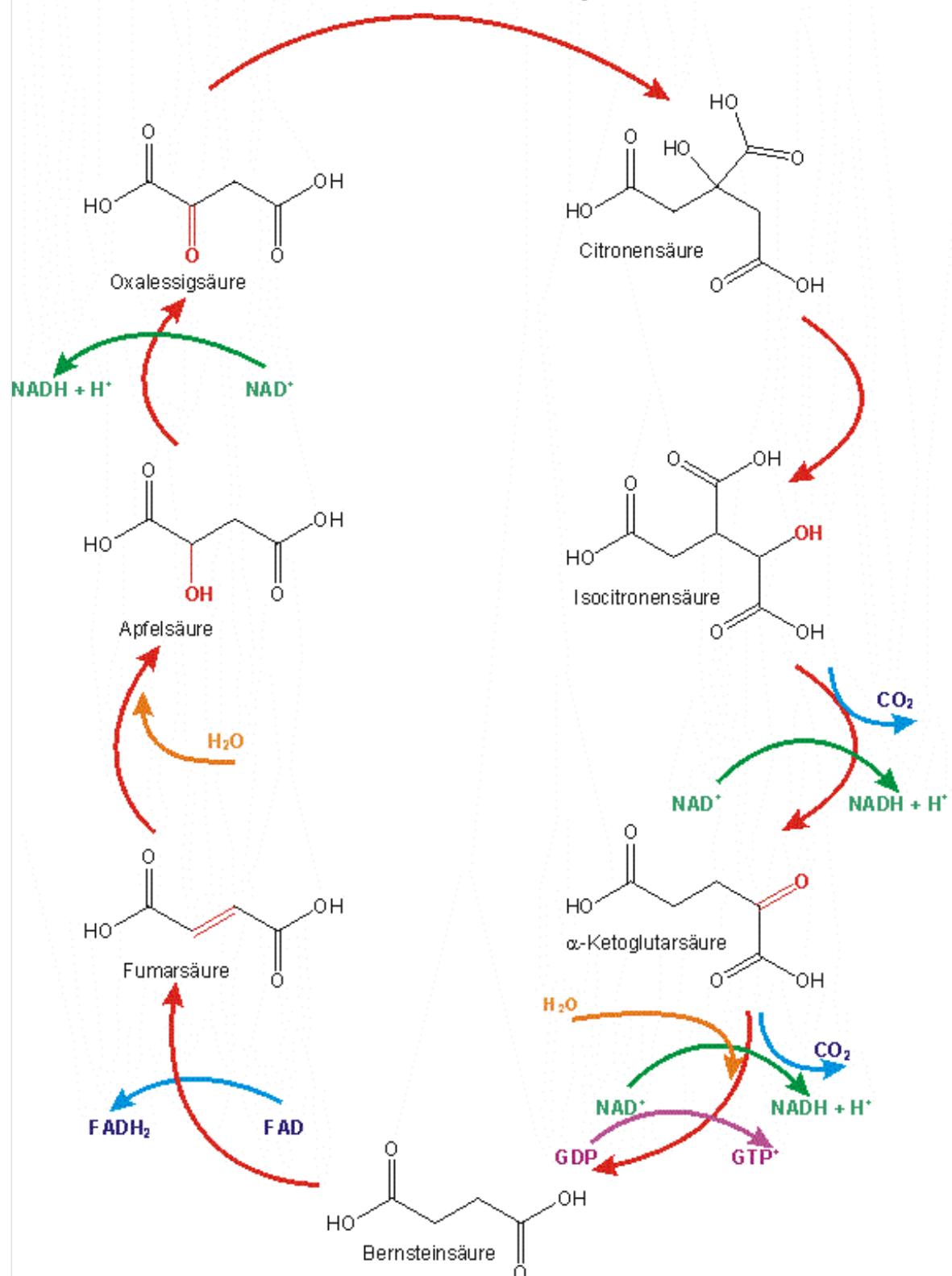


Bild 13.26: Der Citronensäurezyklus

13.4 Der Harnstoffzyklus

Der Harnstoffzyklus ist ein Analogon zum Citronensäurezyklus allerdings mit dem Zweck

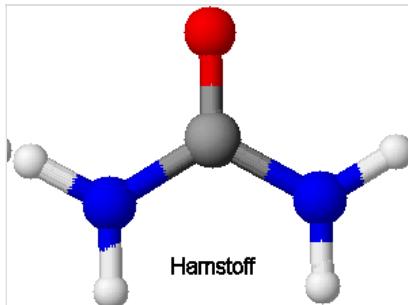
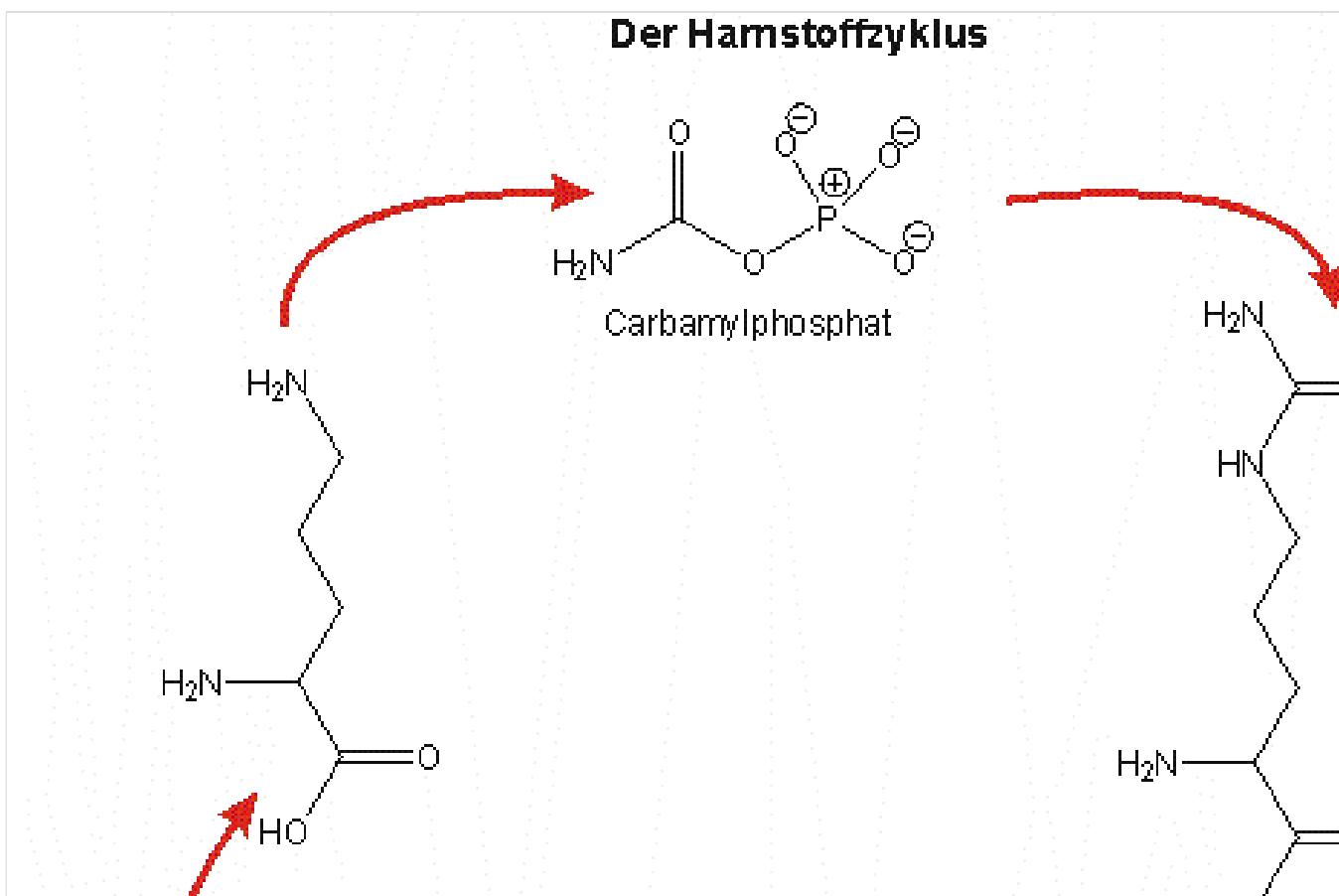


Bild 13.27: Harnstoff

Proteine abzubauen und zu verwerten. Proteine, welche unserem Körper mit der Nahrung zugeführt werden, werden im Magen und Dünndarm in ihre kleinsten Einheiten, die Aminosäuren zerlegt. Die Zerlegung geschieht durch spezielle Enzyme, die Proteasen. Die so erhaltenen Aminosäuren werden verwendet um körpereigene Proteine aufzubauen, oder aber der weiteren Aufspaltung zugeführt. Beim Aminosäureabbau, z. B. der oxidativen Desaminierung können in den Mitochondrien Zellgifte wie z. B. Ammoniak entstehen. Damit dieses Zellgift keinen Schaden anrichten kann, wird es in Harnstoff umgewandelt, der problemlos ausgeschieden werden kann. Der Harnstoff wird über mehrere Stufen synthetisiert.

Ammoniak aus der Desaminierung von Aminosäuren und Kohlendioxid aus der Atmung oder der Decarboxylierung von Aminosäuren werden unter enormem Energieaufwand miteinander zu Carbamylphosphat verknüpft. Dieses Molekül wird an Ornithin, eine Aminosäure gebunden und so in den Harnstoffzyklus eingeschleust.

Das Molekül Citrullin ist das Produkt der Verknüpfung von Carbamylphosphat und Ornithin. Es reagiert mit einer weiteren Aminosäure, Asparaginsäure zu Arginin wobei eine C₄-Einheit, Fumarsäure abgespaltet wird. Arginin spaltet Harnstoff ab, der nun ausgeschieden werden kann und bildet dadurch erneut Ornithin. So ist der Zyklus geschlossen und kann von neuem beginnen. Über die im vorletzten Schritt abgespaltete Fumarsäure steht der Harnstoffzyklus direkt mit dem Citronensäurezyklus in Verbindung. Durch diese Verbindung kann die im einen Zyklus gewonnene Energie in den anderen übertragen werden.



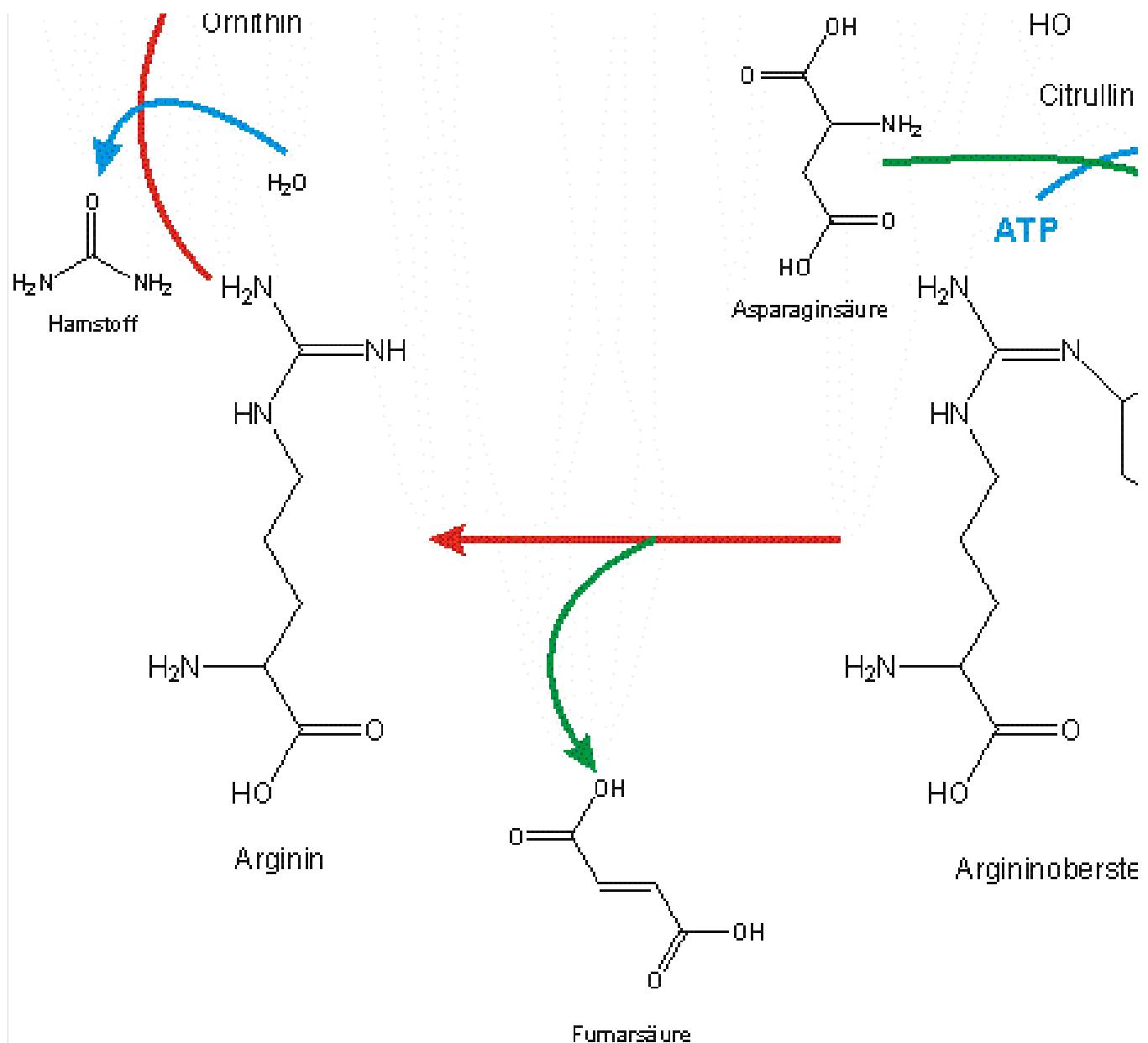


Bild 13.33: Der Harnstoffzyklus

13.5 Der Fettabbau

Fette sind in Form von **Glyceriden** hervorragende Energiespeicher. Sie werden im Cytoplasma von Fettzellen abgelagert. Der Fettgehalt eines menschlichen Körpers normaler Statur beträgt zwischen 10 und 15 % kann aber durchaus variieren bei Fettleibigkeit oder sehr durchtrainierten Athleten.

Der **Abbau von Fetten** beginnt damit, dass ein **Glycerid** gespaltet wird in Glycerin und die Fettsäuren. Das Glycerinmolekül wird über mehrere Stufen bis hin zum **Glycerinaldehyd-3-phosphat** umgewandelt und dann in der Glykolyse weiterverarbeitet.

Die Fettsäuren werden in mehrstufige Abbauzyklen eingebracht, die β -Oxidation. Sie

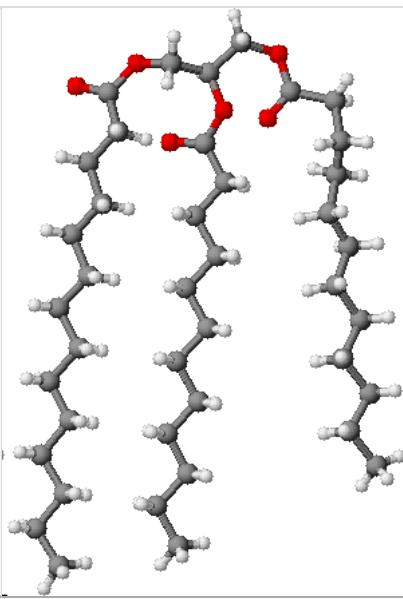
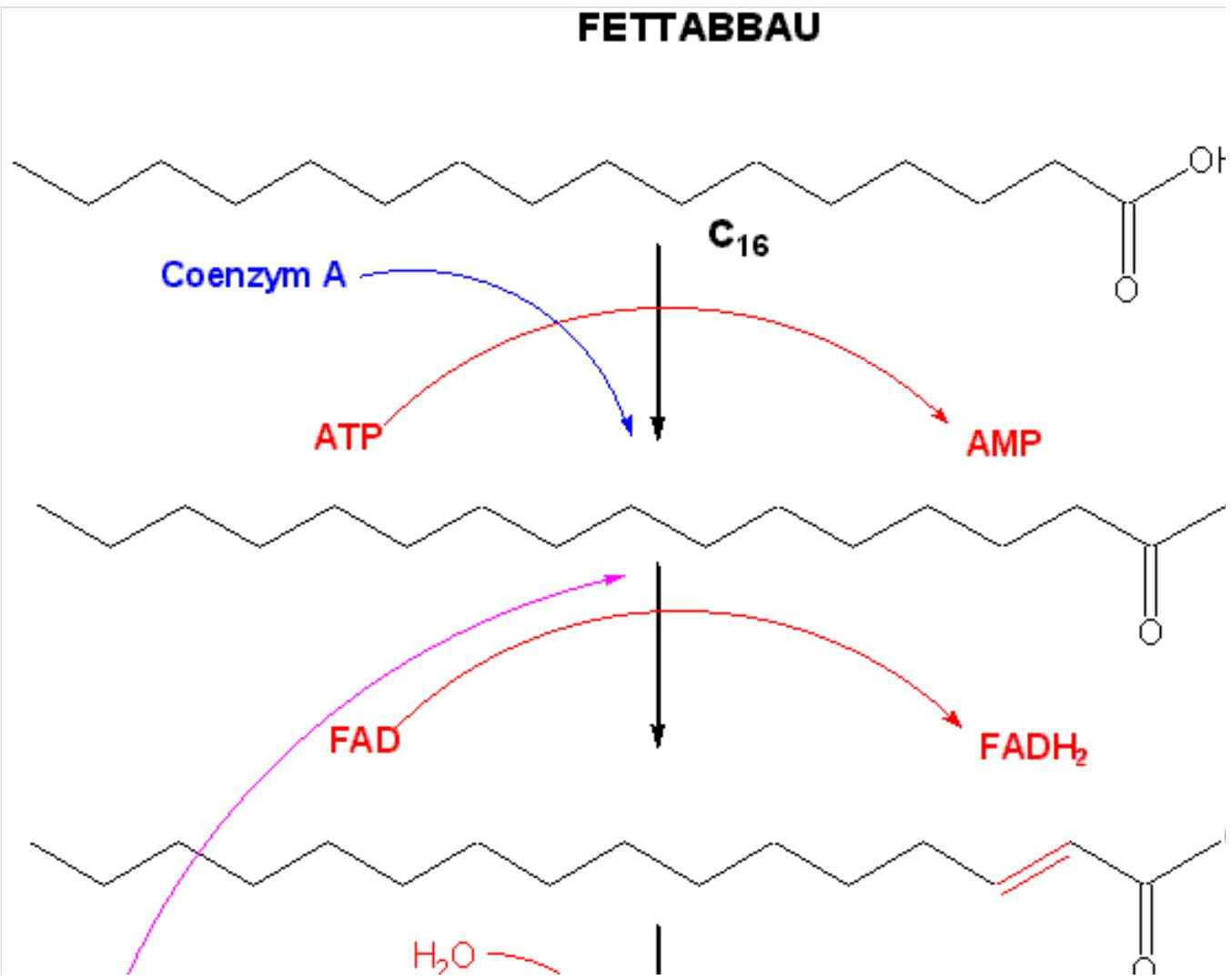


Bild 13.34: Ein Glycerid

beschreibt die Oxidation des Kohlenstoffatoms in β -Stellung zur Carbonsäurefunktion. Die Fettsäure wird vor dem eigentlichen Abbau aktiviert durch eine Verknüpfung mit Coenzym A. Beim einmaligen Durchlauf des Fettabbau-Zyklus wird die Fettsäure um eine C_2 -Einheit verkürzt. Bei diesem Prozess wird Wasserstoff frei, der von FAD aufgenommen und gespeichert wird. In einer weiteren Dehydrierung, Wasserstoffabspaltung wird der Wasserstoff von NAD⁺ aufgenommen und schliesslich die C_2 -Einheit abgespalten. Die C_2 -Einheit, ein Essigsäuregerüst wird an Coenzym A angelagert, wodurch Acetyl-Coenzym A entsteht. Acetyl-Co A wird in den Citronensäurezyklus eingeschleust und liefert erneut Energie. Alles über alles gesehen hat Fett rund den doppelten Energieinhalt wie Glucose bei gleichen Massen.

Als Bilanz des Fettabbaus entstehen pro C_2 -Einheit einer Fettsäure 2 Einheiten ATP. Im weiteren kommen durch den Abbau von Acetyl-Co A jeweils eine GTP- und eine $FADH_2$ -Einheit hinzu. Schliesslich fallen 3 Moleküle NADH an. Dies ergibt eine stolze Summe von energiespeichernden Molekülen beim Abbau eines einzigen Glycerids.



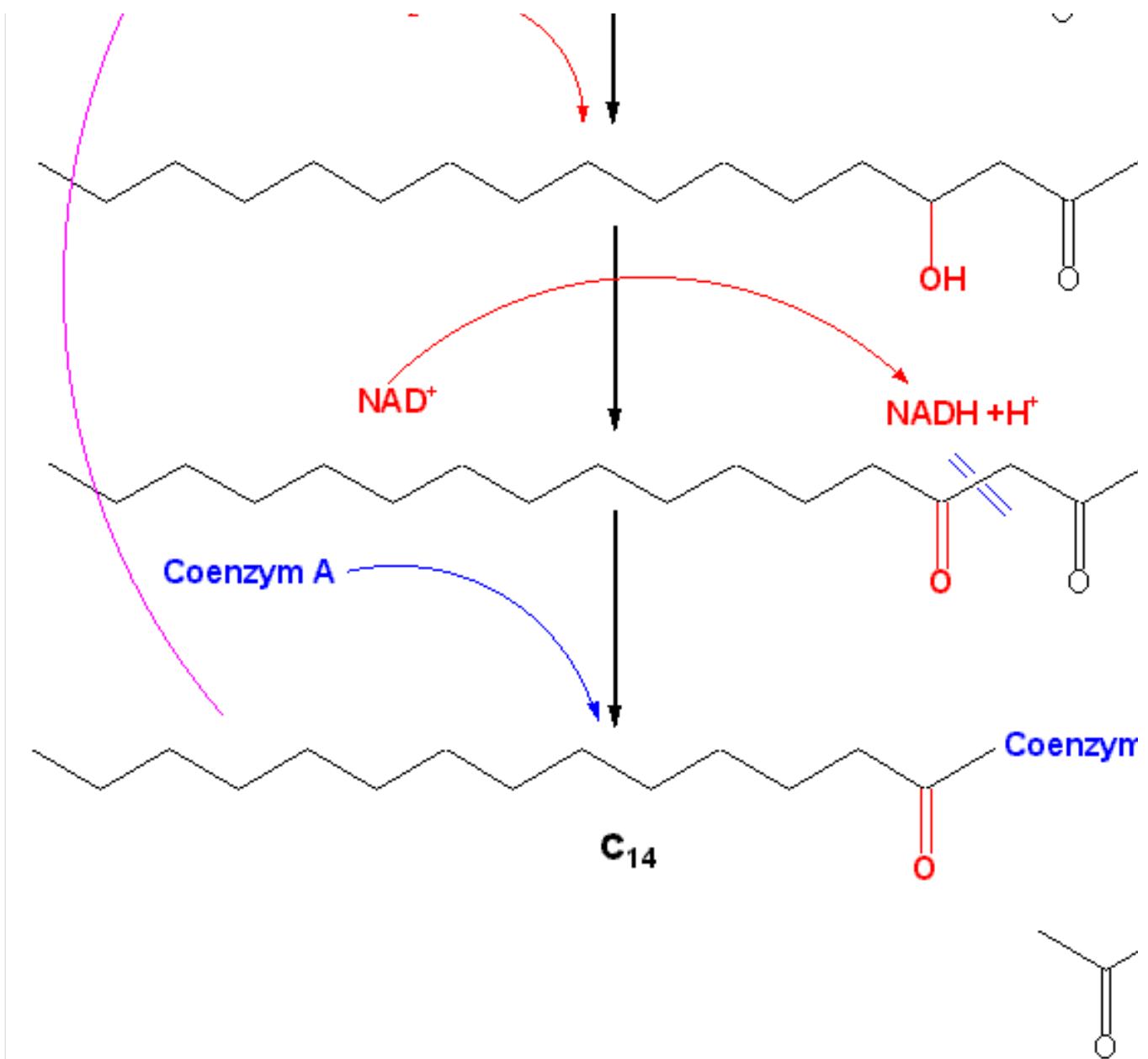


Bild 13.37: Der Fettabbau

13.6 Verknüpfungen im Zellstoffwechsel

Die einzelnen Vorgänge Fettabbau, Citronensäurezyklus, Harnstoffzyklus und Atmungskette sind in einer Zelle eng miteinander verknüpft. Der zentrale Vorgang, die Drehscheibe der Energiemaschine ist dabei der Citronensäurezyklus. In ihm münden der Fettabbau, der Kohlenhydratabbau, der Harnstoffzyklus und der Proteinabbau. Der grösste Teil der reduzierten Coenzyme, welche in der Atmungskette unter riesigem Energiegewinn wieder oxidiert werden können, entsteht im Citronensäurezyklus.

Der grösste Teil der Stoffwechselvorgänge spielt sich in den Mitochondrien, dem Kraftwerk einer Zelle ab. Die Bildung von ATP erlaubt es die Biosynthesen körpereigener Stoffe

durchzuführen. Jedes der entstandenen Zwischenprodukte im Zellstoffwechsel kann grundsätzlich für den Aufbau körpereigener Stoffe wiederverwendet werden.

Der Zellstoffwechsel

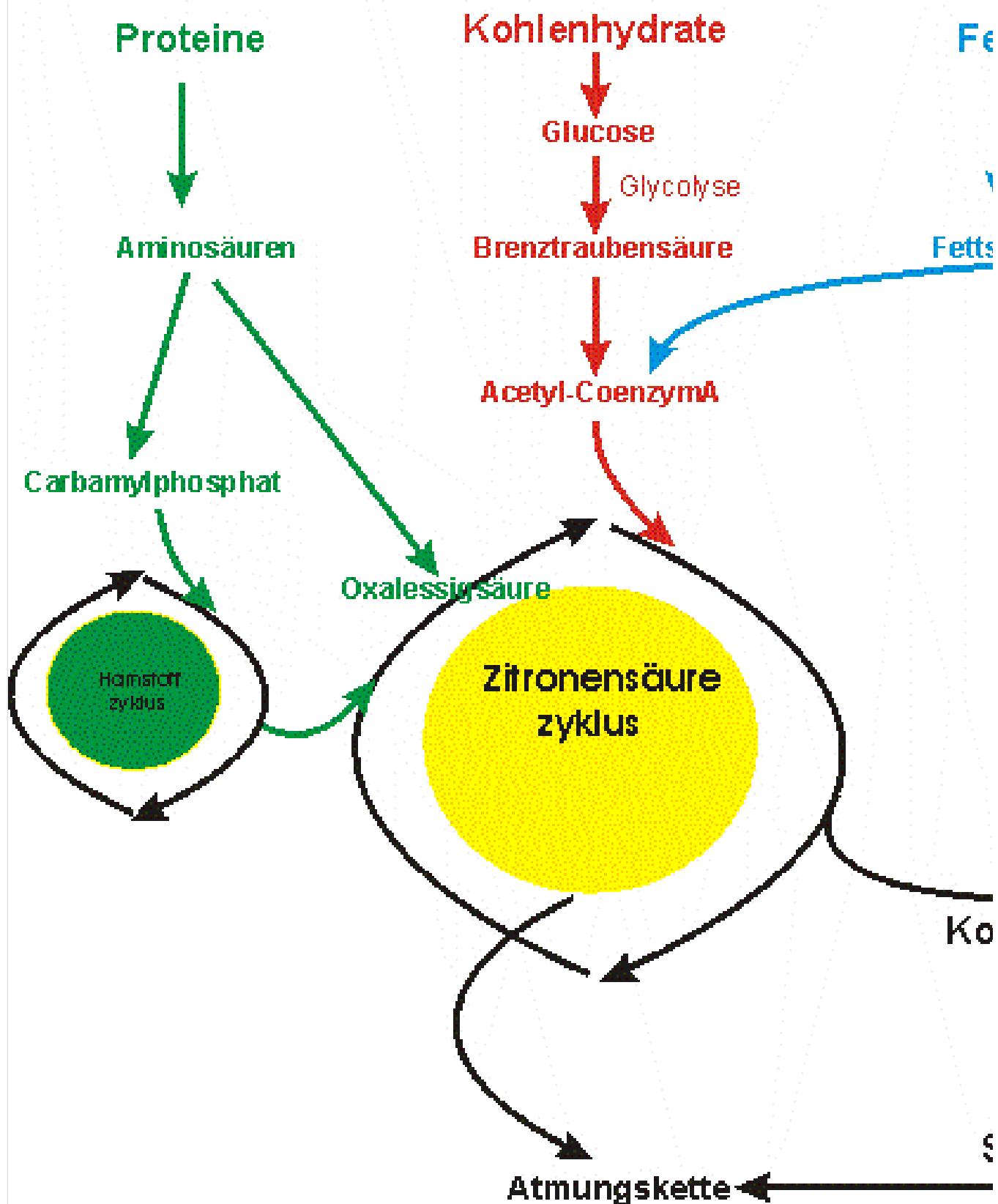


Bild 13.38: Der Zellstoffwechsel

13.7 Lernkontrolle

1. Zucker gehört bei den Nahrungsmittel in die Klasse der
 - a) Vitamine
 - b) Proteine
 - c) Kohlenhydrate

2. Fette sind
 - a) Glycerine
 - b) Proteine
 - c) Glyceride

3. Die Energie im Zellstoffwechsel wird gespeichert in
 - a) ATP
 - b) NAD⁺
 - c) Coenzym A

4. Die Übertragung von Wasserstoff geschieht durch
 - a) Vitamin C
 - b) ATP
 - c) NADH

5. Polysaccharide werden bei der Verdauung zerlegt in
 - a) Glucose
 - b) Saccharose
 - c) Proteine

6. Das Endprodukt der Glykolyse ist
 - a) Glucose
 - b) Glycerin
 - c) Brenztraubensäure

7. Der erste Schritt der Glykolyse ist
 - a) die Aktivierung von Glucose
 - b) die Deaktivierung von Glucose
 - c) die Abspaltung von Kohlendioxid

8. Während der Glykolyse wird
 - a) Wasserstoff übertragen
 - b) Glucose dimerisiert
 - c) insgesamt Energie verbraucht

9. Coenzym A

- a) ist ein Vitamin
b) enthält Vitamin C
c) enthält Pantothenäsäure
10. Zu Beginn des Citronensäurezyklus
a) bindet sich ein Acetylrest an Oxalessigsäure
b) bindet sich Coenzym A an Citronensäure
c) bindet sich Wasserstoff an Citronensäure
11. Oxalessigsäure und Apfelsäure
a) sind identisch
b) weisen dieselbe Anzahl C-Atome auf
c) weisen eine unterschiedliche Anzahl C-Atome auf
12. Fumarsäure ist
a) eine starke Säure
b) eine ungesättigte Dicarbonsäure
c) ein Enzym
13. FAD dient
a) der Speicherung von Vitaminen
b) der Speicherung von Sauerstoff
c) der Speicherung von Wasserstoff
14. FAD enthält
a) Ribose
b) Coenzym A
c) Vitamin B2
15. Der Harnstoffzyklus dient der Verwertung von
a) Vitaminen
b) Kohlenhydraten
c) Proteinen
16. Harnstoff
a) wird in den Zellen gespeichert
b) wird ausgeschieden
c) lagert sich an Coenzym A
17. Ornithin ist
a) eine Aminosäure
b) ein Protein
c) ein Energiespeicher
18. Der Harnstoffzyklus steht mit dem Citronensäurezyklus in Verbindung
a) über Coenzym A
b) über Harnstoff
c) über Fumarsäure

19. Fette sind

- a) hervorragende Energiespeicher
- b) schlechte Energiespeicher
- c) nicht abbaubar

20. Beim Fettabbau

- a) werden C₂-Einheiten abgeschnitten
- b) werden C₄-Einheiten abgeschnitten
- c) wird viel Energie benötigt

[korrigieren](#)

13.8 Literatur

W. Christen

Grundlagen der organischen Chemie

Diesterweg/Salle, Sauerländer, 1982

Div. Autoren

Lexikon der Naturwissenschaftler

Spektrum, 1996

E. Pretsch, J. Seibl, W. Simon, T. Clerc

Strukturaufklärung organischer Verbindungen

Springer, 1981

H. Hediger

Quantitative Spektroskopie

Hüthig, 1985

Div. Autoren

Lexikon der Chemie

Spektrum, 2000

W. Miram, K.H. Scharf

Biologie heute SII

Schrödel, 1988

13.9 Web-Links

Allgemein

Theorie 

Theorie 

Citronensäurezyklus

Theorie 

Glycolyse

Theorie 

Theorie 

Fettabbau

Theorie 

Harnstoffzyklus

Theorie 
