

# **Physiotherapie**

## **Das Ausbildungsscript**

Herausgeber:  
Dr. Werner Siems  
Andreas Bremer

Redaktionelle Bearbeitung:  
Jan Mielke

**Band I**  
**Basiswissen**

# 1. Grundlagen der Chemie und Physik

ANDREAS BREMER und DR. WERNER SIEMS

Als Chemie bezeichnet man eine Naturwissenschaft, die sich mit den Eigenschaften von Stoffen und deren Bindungen zu einander befasst. Dabei hat alles, was in unserer Umgebung geschieht, in irgendeiner Weise mit Chemie zu tun. Für die Medizin ist sie daher unabdingbar, da sie zum einen für die Entwicklung von Medikamenten, aber auch für das Verständnis verschiedenster Prozesse im menschlichen Körper essenziell ist. Die Verbindung von biologischen Vorgängen und chemischen Reaktionen erfolgt im Teilgebiet der Biochemie.

## 1.1. Historischer Einblick

Bereits im 5. Jahrhundert v. Chr. stellte der griechische Philosoph Empedokles die Theorie auf, dass alle existierenden Stoffe aus vier Elementen bestünden und sie alle aus Feuer, Wasser, Luft und Erde in unterschiedlichen Mischungsverhältnissen zusammengesetzt sind. Dabei ordnete er alle Feststoffe, wie Salze, Erze und Metalle der Erde zu, alle Flüssigkeiten dem Wasser und alle Gase der Luft.

Etwa aus derselben Zeit stammen die ersten schriftlich überlieferten Aussagen über das Atom von Leukipp von Milet. Sie definierten die Atome als kleinste nicht weiter zu teilende Partikel, aus denen jede Materie besteht (*atomos* griechisch für unteilbar).

Um 1675 n. Chr. veröffentlichte der französische Chemiker Lémery sein Buch "Der vollkommene Chymist".

Er fand eine andere Einteilung als Empedokles: Er unterschied zwischen Mineralreich (z.B. Wasser, Luft, Metalle, Salze, Erze etc.), Pflanzenreich (z.B. Zucker, Stärke, Öle, Pflanzenfarbstoffe...) und Tierreich (z.B. Eiweißstoffe, Fette u.s.w.).

Alle zum Mineralreich gehörenden Stoffe bezeichnete er als anorganisch, alle zum Pflanzen- und Tierreich gehörenden Stoffe als organisch.

Diese Einteilung in organische und anorganische Chemie ist auch heute noch vorhanden; allerdings sind beide Gebiete nicht mehr völlig voneinander zu trennen.

Zu Beginn des 19. Jahrhunderts griff John Dalton die antike Idee des Atoms wieder auf und definierte es nicht nur als kleinster nicht mehr teilbarer Partikel von Materie, sondern es gelang ihm auch mit der Entdeckung des Gesetzes der vielfachen Gewichtsverhältnisse für jeden Stoff ein Atomgewicht zu definieren.

Auf dieser Grundidee basierte auch das 1911 vorgestellte Atommodell von Ernest Rutherford. Es besagt, dass jedes Atom aus einem positiven Kern besteht, der von negativ geladenen Elektronen umkreist wird. Er definierte weiterhin die Stoffe, die

durch chemische Reaktionen nicht mehr teilbar sind als Elemente, wobei die chemischen Eigenschaften durch das Atom definiert sind.

Das wohl bekannteste Atommodell ist das **Bohr'sche Atommodell**. Immer wieder sieht man Darstellungen, in denen kleine Elektronen auf kreisförmigen Bahnen um einen größeren Kern flitzen.

Trotz seiner weiten Bekanntheit muss man das Bohr'sche Atommodell als veraltet betrachten. Niels Bohr selbst war an der Entwicklung der Quantenmechanik, die dieses Modell überflüssig machte, maßgeblich beteiligt.

## **1.2. Das Bohr'sche Atommodell**

Der dänische Physiker ging von der Idee aus, dass Atome aus einem Atomkern aus Protonen bestehen, der von Elektronen umkreist wird. Er fand heraus, dass diese sich auf fest zugewiesenen Schalen und nicht wie zunächst angenommen wahllos bewegen. Dies war Voraussetzung für das Verständnis vieler chemischer Reaktionen.

Dabei kreisen Elektronen mit sehr hoher Geschwindigkeit um den Kern. Die daraus resultierende Fliehkraft steht der polaren Anziehungskraft entgegen und verhindert das Hineinstürzen in den Kern.

Die klassische Elektrodynamik ist ein Teilbereich der Physik, der sich mit Ladungen beschäftigt. Sie sagt aus, dass bewegte Ladungen, hier die um den Atomkern kreisenden Elektronen, immer elektromagnetische Wellen (also sichtbares oder nicht sichtbares Licht) unter Energieverlust ausstrahlen müssten. Dies geschieht jedoch nicht. Sonst würde auch die kinetische Energie (Bewegungsenergie, also diejenige Energie, die das Elektron benötigt, um den Kern zu umkreisen) der Elektronen so lange sinken, bis das Elektron schließlich doch auf den Kern stürzt.

Bohr hatte nun die Idee, dass Elektronen sich auf festgelegten Bahnen (Schalen) mit jeweils unterschiedlichen Energiestufen strahlungslos, d.h. ohne Energieverlust bewegen können. Die Besetzung von Schalen durch Elektronen ist für die Atomstruktur, chemische Bindungen und Reaktionen verantwortlich. Diese Schalen werden K-Schale, L-Schale, M-Schale u.s.w. genannt. Dabei fasst die K-Schale 2 Elektronen, die übrigen jeweils 8.

## **1.3. Die Edelgastheorie**

Nach der Edelgastheorie sind Atome immer bestrebt, volle Schalen (und damit einen energiearmen Zustand) zu erreichen. Um diesen Zustand zu erlangen, geben Atome in Reaktionen Elektronen ab oder nehmen sie auf. Diese Theorie wird nun so genannt, weil nach ihr Elemente immer versuchen, durch Elektronenabgabe oder -aufnahme die stabile Edelgaskonfiguration zu erreichen. Edelgase gehen nämlich na-

hezu keine Reaktionen ein. Sie brauchen dies auch nicht, weil sie bereits volle Schalen aufweisen:

- Das Edelgas *Helium* hat insgesamt **2** Elektronen. Die K-Schale ist voll besetzt.
- Das Edelgas *Neon* hat **2** Elektronen in der K- und **8** in der L-Schale, insgesamt 10 Elektronen. Die K- und die L-Schale sind voll besetzt.
- Das Edelgas *Argon* hat **2** Elektronen in der K-, **8** in der L- und **8** in der M-Schale, insgesamt also 18 Elektronen. Die K-Schale, die L-Schale und die M-Hauptschalen sind voll besetzt.

Die erste Schale hat Edelgasanordnung, wenn sie zwei Elektronen erhält, die anderen Schalen haben Edelgasanordnung, wenn sie als Außenschale (ohne Unterschalen zu berücksichtigen) 8 Elektronen aufweisen (Oktettregel).

Bis auf die Edelgase können Atome durch Elektronenaufnahme oder -abgabe diese Anordnung erreichen.

Deutlich wird dies am Beispiel des Natriumchlorids. Das Metall Natrium hat 2 Elektronen in der K-, 8 in der L- und zusätzlich noch 1 Elektron in der M-Schale (insgesamt 11 Elektronen). Erst, nachdem dieses eine Valenzelektron (z.B. an Chlor) abgegeben wurde, weist Natrium die erstrebte Edelgaskonfiguration wie Neon auf. Das Gas Chlor weist 17 Elektronen auf, davon 2 in der K-, 8 in der L-, aber nur 7 in der M-Schale. Erst, nachdem ein Elektron (z.B. vom Natrium) aufgenommen wurde, weist Chlor die gewünschte Edelgaskonfiguration wie Argon auf.

Elektronen nicht gesättigter Schalen bezeichnet man als Valenzelektronen; sie sind für chemische Reaktionen verantwortlich.

In der bekannten Verbindung Natriumchlorid (NaCl), also Kochsalz, gibt Natrium in der Tat 1 Elektron an Chlor ab. Damit hat Natrium zwei vollbesetzte Schalen und eine nicht besetzte Schale.

Ebenso verhält es sich mit der Verbindung Wasser (H<sub>2</sub>O). Das Element Sauerstoff hat in der äußeren L-Schale nur 6 Elektronen, braucht also noch 2, um eine ganze Schale ausfüllen zu können und damit die gleiche Elektronenkonfiguration wie das Edelgas Neon zu erreichen. Sauerstoff kann dafür eine Reaktion mit Wasserstoff eingehen. Wasserstoff bietet jedoch insgesamt nur 1 Elektron an. Um also insgesamt eine volle Schale zu erreichen, muss der Sauerstoff mit 2 Teilchen Wasserstoff eine Reaktion eingehen.

Findet ein elementares Gas keinen Reaktionspartner, um eine Edelgaskonfiguration zu erreichen, gruppieren sich jeweils zwei Atome zu einem Molekül.

Beispielsweise teilen sich zwei Sauerstoffatome in der Form gasförmigen Sauerstoffes - die in der äußeren L-Schale nur 6 Elektronen statt der erwünschten 8 aufweisen - jeweils 2 Elektronen miteinander.

So kommt es, dass gasförmiger Sauerstoff die Molekülmasse von 32 u hat, obgleich ein einzelnes Sauerstoffatom nur die Atommasse von 16 u aufweist.

### **1.4. Atombindungen (Kovalenzbindungen)**

Da bei einer Atombindung alle Bindungspartner Nichtmetalle sind, nehmen auch alle Atome Valenzelektronen auf. Dadurch entstehen Moleküle oder Atomgitter, die durch bindende Elektronenpaare zusammengehalten werden. Die Elektronen befinden sich in so genannten Molekülorbitalen (MO) zwischen beiden Bindungspartnern (bindende Elektronenpaare), der so gebildete Atomverband wird Molekül genannt. Deshalb spricht man von einer molekularen oder kovalenten Bindung (von lat. valens, von Wert sein – vgl. Wertigkeit), auch Elektronenpaarbindung oder Atombindung genannt. Diese kann polar oder unpolar sein, je nachdem, ob die Elektronen im Molekül symmetrisch oder asymmetrisch verteilt sind. Molekulare Stoffe weisen zu meist niedrige Siedetemperaturen auf, sind elektrische Nichtleiter (Isolatoren) und liegen entweder in flüchtiger Form (kleine Moleküle, Beispiel: Wasser, Sauerstoff, Chlorwasserstoff) oder kunststoff- und diamantartig vor (Riesenmoleküle, Polymere, Beispiel: Polyethylen, Stärke).

### **1.5. Ionische Bindungen**

Eine Ionenbindung wird zwischen Metall- und Nichtmetallatom dadurch ausgebildet, dass das Metallatom seine Valenzelektronen vollständig an das Nichtmetallatom abgibt. Dadurch entsteht aus dem Metallatom ein Kation und aus dem Nichtmetallatom ein Anion. Aufgrund der elektrostatischen Anziehung zwischen diesen Ionen entsteht ein Ionengitter, das sich allerdings nur im festen Zustand ausbildet. Im flüssigen Zustand bricht das Gitter zusammen, die Teilchen sind leichter gegeneinander verschiebbar, der Bindungscharakter bleibt aber erhalten.

Ionische Verbindungen haben auf Grund der hohen elektrischen Anziehungskräfte zwischen ihren Teilchen salzartigen Charakter und weisen hohe Schmelztemperaturen auf, leiten den elektrischen Strom nur in Schmelze und Lösung (Leiter 2. Ordnung, Elektrolyte) und sind sehr spröde.

## **1.6. Metallbindungen**

Da bei einer Metallbindung alle Bindungspartner Metalle sind, geben auch alle Atome Valenzelektronen ab. Aber im Gegensatz zur Ionenbindung bildet sich das Gitter bei einer Metallbindung verschiedener Elemente im Allgemeinen nicht stöchiometrisch aus. Metalle sind daher allesamt elektrisch leitfähig (Leiter 1. Ordnung), gut verformbar (duktil), gute Wärmeleiter und von metallischem Glanz.

### **1.7. Die Dipol-Dipol-Bindung**

Diese Bindung besteht entweder zwischen zwei Molekülen oder aber zwischen zwei weit genug voneinander entfernten Teilen eines Makromoleküls. Voraussetzung dafür ist das Vorhandensein eines Dipols. Dieser entsteht durch Bindung eines Wasserstoffatoms an ein Atom mit höherer Kernanziehungskraft (z.B. F, O oder N). Dadurch wird das Elektronenpaar, das die Atombindung realisiert, stärker zu einem Atom hingezogen, das daraufhin eine etwas höhere negative Ladung aufweist. Am Beispiel des Wassers bedeutet dies, dass die Wasserstoffatome leicht positiviert werden und das Sauerstoffatom negativiert. Daraus folgt, dass sich die positiven Enden eines Moleküls aufgrund der elektrostatischen Anziehung mit den negativen eines anderen Moleküls verbinden müssen.

## **1.8. Einführung in die organische Chemie**

Wie bereits erwähnt, handelt es sich bei organischen Substanzen um Stoffe, die in der Pflanzen- und Tierwelt vorkommen. Meist sind diese Stoffe aus Kohlenstoffen aufgebaut, die sich mit anderen Elementen verbinden. So sind sie Bestandteil vieler lebenswichtiger Moleküle, wie etwa Aminosäuren, Lipide, Kohlehydrate oder die DNA.

### **1.8.1. Die Kohlenwasserstoffe**

Diese sind zugleich der vielfältigste aber auch der einfachste Vertreter. Die Kohlenwasserstoffe haben, vor allem durch ihre riesigen Vorkommen als fossile Brennstoffe, aber auch in vielen weiteren Bereichen, wie der organischen Synthese, eine große technische Bedeutung erlangt. So ist z.B. das brennbare Methan ein Hauptbestandteil des Erdgases.

Kohlenwasserstoffe lassen sich zum einen in gesättigte und ungesättigte, zum anderen nach ihrer Struktur in ketten- oder ringförmig einteilen.

Gesättigte Kohlenwasserstoffe besitzen lediglich C-C-Einfachbindungen und werden systematisch als Alkane bezeichnet. Die bekanntesten Stoffe dieser Gruppe sind:

- Methan ( $\text{CH}_4$ )
- Ethan ( $\text{C}_2\text{H}_6$ )
- Propan ( $\text{C}_3\text{H}_8$ )

Aus dieser Reihe lässt sich bereits auf die allgemeine Summenformel der kettenförmigen Alkane, die auch als Aliphate bezeichnet werden, schließen:

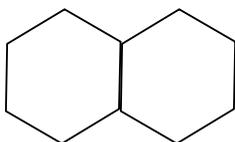


Dagegen haben ringförmige Alkane die Formel:

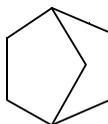


Sie werden als Cycloalkane bezeichnet. Wichtige Vertreter dieser Stoffe sind z.B.

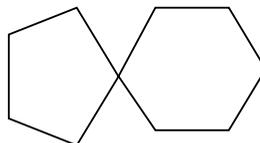
- Cyclohexan
- Methylcyclohexan
- Cyclopentan



Verbundene Ringe



Verbrückte Ringe



Spiroverbindung

*Abb. 1.1. Struktureller Aufbau der Cycloalkane. Jeweils die Ecken stellen die Kohlenstoffatome dar.*

Dem gegenüber stehen die ungesättigten Kohlenwasserstoffe. Sie weisen Mehrfachbindungen zwischen einzelnen C-Atomen auf und sind daher weniger stabil. Man unterscheidet hierbei die

- Alkene, welche eine oder mehrere Doppelbindungen aufweisen ( $\text{C}=\text{C}$ ;  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ )
- Alkine, sie besitzen eine oder mehrere Dreifachbindungen ( $\text{C}\equiv\text{C}$ ;  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ ) und die
- Aromaten, dabei handelt es sich um ungesättigte ringförmige Kohlenwasserstoffe, die meist 6 C-Atome besitzen (Benzol:  $\text{C}_6\text{H}_6$ )

## 1.8.2. Die Alkohole

Auch Alkohole sind grundsätzlich aus Kohlenstoff und Wasserstoffatomen aufgebaut, besitzen jedoch eine oder mehrere funktionelle Gruppen, die Hydroxylgruppen. Sie bestehen aus einem Sauerstoff und einem Wasserstoffatom (O-H), die sich an ein C-Atom mit 4 Einfachbindungen anfügen. Leitet sich ein Alkohol von einem Alkan ab, wird es auch als Alkanol bezeichnet. Beispiele hierfür sind Methanol und Ethanol.

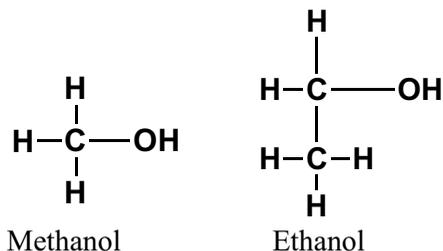


Abb. 1.2. Verbindung der OH-Gruppe mit dem Alkan

Dabei werden Alkohole, die nur eine OH-Gruppe besitzen, als einwertig, die mit zwei als zweiwertig und die mit drei als dreiwertig bezeichnet. Besitzen sie mehr als drei Hydroxylgruppen spricht man von mehrwertigen Alkoholen oder Polyalkoholen (resp. Polyole). Zusätzlich unterscheidet man Alkohole nach der Zahl der Kohlenstoffnachbarn des Kohlenstoffatoms, an welchem sich die OH-Gruppe befindet. Bei primären Alkoholen hat das C-Atom, das die OH-Gruppe trägt, eine Bindung zu einem weiteren C-Atom, bei sekundären zwei und bei tertiären drei.

Desweiteren besitzen Alkohole einen sehr hohen Siedepunkt. Dies kommt daher zustande, dass Sauerstoff deutlich elektronegativer ist als Wasser- oder Kohlenstoff. Der daraus entstehende Dipol sorgt dafür, dass sich die einzelnen Moleküle sehr stark aneinander binden und erheblich mehr Energie notwendig wird, um diese voneinander zu trennen.

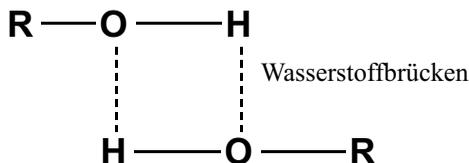


Abb. 1.3. Vereinfachte Darstellung einer Wasserstoffbrückenbindung

So hat beispielsweise das unpolare Methan ( $\text{CH}_4$ ) einen Siedepunkt von  $-162\text{ }^\circ\text{C}$ , während Methanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) diesen erst bei  $65\text{ }^\circ\text{C}$  erreicht.

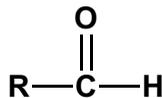
Die OH-Gruppe ist ebenfalls in der Lage, Wasserstoffbrückenbindungen mit Wasser einzugehen. Sie erhöht damit die Hydrophilie, die Wasserlöslichkeit, der Verbindung. Organische Alkylreste selbst sind nicht wasserlöslich, also hydrophob. Die Wasserlöslichkeit sinkt daher mit der Größe des organischen Anteils und steigt mit der Zahl der Hydroxylgruppen. So ist z.B. die Verbindung mit Wasser besonders geläufig in alkoholischen Getränken.



*Abb. 1.4.*  
Ein Glas Bier enthält etwa 12 ml reinen Alkohol

### 1.8.3. Die Aldehyde

Auch sie besitzen eine funktionelle Gruppe, die Carbonyl- oder Aldehydgruppe. Der Name Aldehyd entstand ursprünglich aus den ersten Wortteilen des lateinischen Begriffs „alcoholus dehydrogenatus“, also dehydrierten Alkohol. Das bedeutet, dass einem Alkohol Wasserstoff entzogen wurde. Dabei ergibt sich eine Gruppe aufgebaut aus jeweils einem C-Atom, an das ein H-Atom einfach und ein O-Atom doppelt gebunden ist.



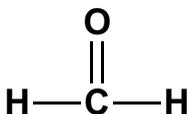
*Abb. 1.5.* Struktureller Aufbau der Aldehyde

Leiten sich Aldehyde von Alkanen ab, so spricht man auch von Alkanalen. Aldehyde sind aufgrund ihrer Polarisierung des Kohlenstoff-Atoms am Carbonylsauerstoff Ansatzpunkt für nukleophile Angriffe. Darüberhinaus beobachtet man bei Aldehyd-

den die so genannte CH-Acidität. D. h. die positive Partialladung des Carbonylkohlenstoffatoms verursacht einen Elektronenmangel am benachbarten Kohlenstoff-Atom. Trägt dieses ein Wasserstoff-Atom, so kann dieses leichter als Proton (H+) abgegeben werden.

Das einfachste Aldehyd ist Methanal (Formaldehyd), welches in Abb. 1.6. dargestellt ist. Gleichzeitig ist es mengenmäßig auch das bedeutsamste aller Aldehyde. Es findet Verwendung

- als Desinfektionsmittel (Formalinlösung),
- zur Herstellung organischer Präparate,
- zur Herstellung von Kunststoffen, Lösungsmitteln, Farbstoffen, Parfums und
- zur Herstellung von Medikamenten.



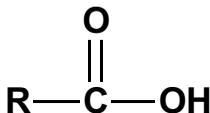
*Abb.1.6. Strukturformel eines Methanal-Moleküls*

Auch im menschlichen Körper lassen sich Aldehyde finden, wie z.B. im Stoffwechsel der Zelle. So spielt z.B. das Ethanal (Acetaldehyd), das im Verlauf des Alkoholabbaus entsteht und für den so genannten Alkohol-Kater verantwortlich ist, eine besondere Rolle.

#### 1.8.4. Die Carbonsäuren

Carbonsäuren sind organische Verbindungen, die eine oder mehrere Carboxylgruppen (-COOH) tragen. Abb. 1.7. zeigt die allgemeine Struktur einer solchen Carbonsäure.

Viele dieser Verbindungen tragen unsystematische Namen, die meist auf das Wort -säure enden. Der Name selbst weist gelegentlich auf den Ort, wo oder aus welcher Substanz die Carbonsäure gewonnen werden kann.



*Abb.1.7. Eine Carboxylgruppe an einem organischen Rest (R)*

Beispiele dafür sind:

- Ameisensäure
- Buttersäure
- Zitronensäure

## 2. Zellbiologie und Histologie

ANDREAS BREMER und DR. WERNER SIEMS

### 2.1. Die Zelle

Die Zelle (aus dem lateinischen *cellula* = kleine Kammer) ist die kleinste funktionelle Einheit aller Lebewesen. Grundsätzlich beherrscht sie alle Funktionen, die dafür notwendig sind, sich selbständig am Leben zu erhalten:

- Vermehrung durch Zellteilung
- Stoff- und Energiewechsel
- Reaktion auf Reize
- Möglichkeit der Bewegung

Dabei unterscheidet man Lebewesen, die aus nur einer Zelle bestehen (z. B. Amöben, Pantoffeltierchen etc.), von jenen, die aus mehreren einen Verband bildenden Zellen bestehen. Der menschliche Körper beispielsweise besteht aus 220 verschiedenen Zell- und Gewebetypen. Insgesamt handelt es sich um 10 bis 100 Billionen Zellen, die im Laufe ihrer Entwicklung ihre Selbstständigkeit aufgeben haben, um bestimmte gesonderte Aufgaben zu übernehmen. Sie haben sich also spezialisiert (*differenziert*).

#### 2.1.1. Aufbau der Zelle

Zellen werden grundsätzlich in zwei Typen gegliedert Prokaryoten und Eukaryoten.

##### **Prokaryoten**

Als Prokaryoten bezeichnet man Zellen, die keinen echten Zellkern besitzen. Ihr Erbgut (DNA) liegt in einem in sich geschlossenen Molekül frei im Zytoplasma vor. Dieses wird auch als Bakterienchromosom oder Plasmid bezeichnet.

Weiterhin befinden sich in der Zelle nur Funktionseinheiten, die nicht von Membranen umgeben sind.

Prokaryoten sind nur sehr eingeschränkt in der Lage, sich zu differenzieren, woraus sich schließen lässt, dass sie die meisten der bereits erwähnten lebenswichtigen Eigenschaften eigenständig ausführen können.

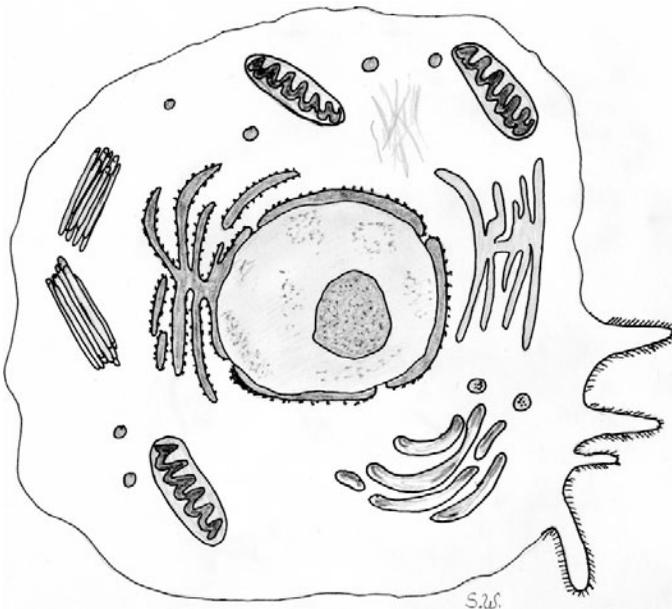
Dieser Zelltyp ist die Grundlage von Bakterien bzw. Archaeen (sog. Urbakterien).

##### **Eukaryoten**

Bei Eukaryoten handelt es sich um Zellen, die sowohl in ein- bzw. mehrzelligen Lebewesen vorkommen. Dieser Bereich umfasst tierische und pflanzliche Organismen sowie auch Pilze und sog. Protisten (ein- oder wenigzellige Organismen).

Eukaryoten (Abb. 2.1.) besitzen im Gegensatz zu den Prokaryoten einen Zellkern, welcher das Erbgut beinhaltet. Dieser ist von einer eigenen Membran umgeben, ebenso wie viele andere Organellen innerhalb der Zelle, als da beispielsweise wären: Mitochondrien, Endoplasmatisches Retikulum, Golgi-Apparat und Vesikel, Peroxisomen, Lysosomen; bei Pflanzen auch Vakuolen und Plastiden. Darüber hinaus haben sie die Fähigkeit, sich zu differenzieren, um eine höhere Leistungsfähigkeit innerhalb ihrer Funktion zu erzielen.

So hat z.B. die Nervenzelle (Neuron), den größten Teil ihrer Grundfunktionen verloren, um ihre Aufgabe, die Verarbeitung und Weiterleitung von elektrischen Impulsen, ausführen zu können.



**Abb. 2.1.** Schematische Darstellung einer eukaryoten Zelle

Unabhängig davon, ob es sich um Prokaryoten oder Eukaryoten handelt, sind sämtliche Zellen von einer Membran umgeben, die sie von der Umgebung abgrenzt. Somit kann die Aufnahme und Abgabe von Stoffen der Spezifikation angepasst werden. Der von der Membran umgebene Raum wird als Zytoplasma bezeichnet.

Tab. 2.1. Zusammensetzung des Zytoplasmas

Substanz	Anteil im Zytoplasma
Wasser	80,5 – 85 %
Proteine	10 – 15 %
Lipide	2 – 4 %
Polysaccharide	0,1 – 1,5 %
DNA	0,4 %
RNA	0,7 %
kleine organische Moleküle	0,4 %
anorganische Moleküle und Ionen	1,5 %

Abgesehen davon, dass darin viele Stoffwechselfvorgänge ablaufen, befinden sich hier auch eine Vielzahl von Ionen, so dass eine bestimmte intrazelluläre Ladung ständig aufrecht erhalten wird. Zusammen mit geladenen Molekülen an der Außenseite der Membran bilden sie ein Konzentrationsgefälle, den sog. elektrochemischen Gradienten. Dieser ist von entscheidender Bedeutung für Austausch von Stoffen bzw. den Ablauf bestimmter Stoffwechselfvorgänge.

Weiterhin befinden sich im Zytoplasma unter den organischen Bestandteilen vor allem die Proteine. Die intrazellulären Proteine charakterisieren vor allem die Zelle, in der sie sich befinden. D.h. die Proteinzusammensetzung entscheidet, was die Zelle für typische Eigenschaften besitzt, sie macht den sog. Phänotypus der Zelle aus. Die meisten Proteine in Zellen haben Enzymeigenschaften. Enzyme sind Katalysatoren chemischer Reaktionen, d.h. sie beschleunigen die jeweilige Reaktion, ohne innerhalb der Reaktion selbst verbraucht zu werden. Die Proteine in Leberzellen (Hepatozyten) sind Katalysatoren von Reaktionen, zu denen die Leber befähigt ist: von Entgiftungsprozessen, von Syntheseschritten für die Bildung der Plasmaproteine, der Gerinnungsfaktoren, von Prozessen zur Gallenbildung usw. Die Proteine in Schilddrüsenzellen (Thyreozyten) sind in der Lage, die Bildung der Schilddrüsen-Hormone T3 und T4 zu katalysieren. In reifen roten Blutzellen (Erythrozyten) befindet sich demgegenüber ein wichtiges Protein: das Hämoglobin, auch roter Blutfarbstoff genannt, das in der Lage ist, Sauerstoff zu binden.

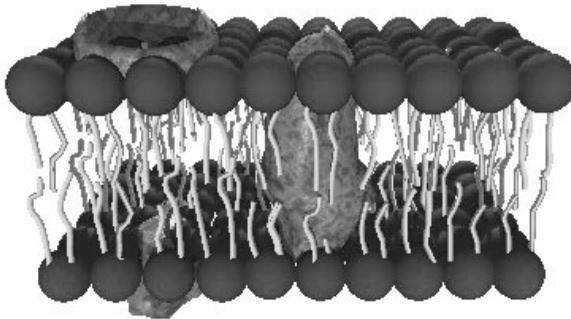
## 2.1.2. Subzelluläre Organellen

### **Die Plasmamembran**

Wie bereits erwähnt ist die sog. Plasmamembran ein äußerst wichtiger Bestandteil der Zelle.

Die Plasmamembran besteht aus einer dünnen Doppellipidschicht (Abb. 2.2.), welche aus Phospholipiden (Abb. 3.5 und 3.6) aufgebaut ist. Phospholipide besitzen die Eigenschaft einerseits wasserlöslich (hydrophil) andererseits aber auch fettlöslich (lipophil) und gleichzeitig wasserfeindlich (hydrophob) zu sein.

Dies beruht auf dem speziellen molekularen Aufbau aus Glycerin und Fettsäuren, welche den lipophilen Teil bilden, sowie einer Phosphatgruppe, die eine Wasserlöslichkeit realisiert. Diese Moleküle sind nun so angeordnet, dass die jeweils fettlöslichen Teile zweier Phospholipide zueinander weisen. Damit ergibt sich, dass die Plasmamembran, auch Plasmalemma genannt, nach außen hin hydrophil, in ihrem Inneren aber hydrophob ist. Somit ist sie für nur wenige Stoffe durchlässig.



*Abb. 2.2. Schematische Darstellung einer Plasmamembran*

Damit trotzdem ein Stoffaustausch stattfinden kann, ist in die Membran eine Vielzahl von Proteinen eingebettet. Hier sind beispielsweise die Aquaporine zu erwähnen, welche wasserdurchlässige Kanäle bilden. Weiterhin gibt es Proteine, die einen selektiven Durchlass von Ionen ermöglichen. Diese sog. Ionenkanäle sorgen dafür, dass die Plasmamembran auch als *semipermeabel* bezeichnet wird. Die Aquaporine und die Ionenkanäle ziehen jeweils durch die gesamte Membran hindurch. Solche