

**Rüdiger Kuhnke**

**Einführungskurs Chemie**

Dieser Text ist noch unvollständig, er wird in unregelmäßigen Zeitabständen ergänzt.

Stand: 20.10.2011

Neuer Abschnitt: Kovalente Bindung (Kapitel 4.1)

Vorheriger Stand: 29.9.2011

1	Atome, Moleküle, Chemie.....	1
1.1	Atome, Atomkerne und Elemente .....	1
	Atome und Atomkerne.....	1
	Kernladungszahl und Massenzahl.....	1
1.2	Chemische Reaktionen, chemische Verbindungen.....	2
	Das Gesetz der konstanten Proportionen.....	2
	Reaktion und Reaktionsgleichung .....	3
1.3	Von Ziegelsteinen und Atomkernen: stabile Zustände .....	4
1.4	Die Triebkraft chemischer Reaktionen .....	6
2	Physikalische Grundlagen .....	2
2.1	Wellen, Licht und Spektren .....	2
2.2	Das Wasserstoffspektrum .....	4
	Die Entladungsröhre.....	4
	Das Spektrum.....	5
2.3	Photonen.....	5
3	Orbitale .....	7
3.1	Stehende Wellen.....	7
3.2	„Elektronenwellen“, Energie und Anregungszustände .....	8
3.3	Ladungswolke und Orbital.....	8
3.4	Mehr über Orbitale .....	9
	s-Orbitale.....	9
	p-Orbitale.....	10
3.5	Das Pauli-Prinzip und die Hundsche Regel .....	10
	Pauli-Prinzip und Hundsche Regel .....	10
	Elektronenkonfiguration und Periodizität .....	11
4	Bindungsarten .....	13
4.1	Die Ionenbindung .....	13
	Ionen .....	13
	Ionisierungsenergie und Edelgaskonfiguration.....	13
	Ionenkristalle .....	14
4.2	Die Atombindung .....	15
	Molekülorbitale und Wasserstoff .....	15
	Andere einfache chemische Verbindungen.....	16
	Übergänge zwischen homöopolarer und ionischer Bindung.....	18
4.3	Metallbindung und Elektronengas.....	18
4.4	Andere Bindungsarten .....	18
5	Organische Chemie.....	18
6	Chemische Reaktionen .....	18
7	Das Periodensystem .....	18



# 1 Atome, Moleküle, Chemie

## 1.1 Atome, Atomkerne und Elemente

Stoffe sind entweder *chemische Elemente* oder *chemische Verbindungen*. Die Elemente (Grundstoffe) sind chemisch nicht weiter zerlegbar und bestehen aus gleichartigen *Atomen*. Beispiele sind Wasserstoff, Schwefel, Kupfer. Vereinigen sich bei einer *chemischen Reaktion* zwei oder mehrere Atome, so entsteht ein *Molekül*, der kleinste Teil einer chemischen Verbindung. Beispiele dafür sind Wasser, Kupfersulfat, Natriumchlorid.

### Atome und Atomkerne

Die Atome bestehen aus dem *Kern* und der *Hülle*. Der Kern ist aus *Protonen* und *Neutronen* aufgebaut, die *Elektronen* bilden die *Elektronenhülle*. Die Protonen (Symbol  $p$  oder  $p^+$ ) sind elektrisch positiv geladen, Neutronen (Symbol  $n$ ) tragen keine Ladung. Die Elektronen (Symbol  $e^-$ ) sind elektrisch negativ geladen und haben eine etwa 2000 mal kleinere Masse als die Kernbausteine.

Ein Atomkern ist etwa  $10^{-14}$  m groß, ein Atom etwa  $10^{-10}$  m. Würde man ein Atom billionenfach vergrößern, so hätte der Kern die Größe einer Kirsche, während das gesamte Atom 300 m Durchmesser hätte. In einem solchen Atom hätte der Eiffelturm Platz, die Elektronen hätten die Größe von Stecknadelköpfen.



Abbildung aus Fuchs, Walter R.: Knaurs Buch der modernen Physik. München/Zürich 1965

### Kernladungszahl und Massenzahl

Die verschiedenen Elemente unterscheiden sich durch den Aufbau ihrer Atome. Wasserstoff besteht lediglich aus einem Proton und einem Elektron. Lithium, das leichteste Metall, besitzt einen Kern aus drei Protonen und drei Neutronen sowie eine Hülle aus drei Elektronen. Der Urankern enthält 92 Protonen, über 140 Neutronen und ist von einer Hülle aus 92 Elektronen umgeben.

Die Anzahl der Protonen bestimmt die elektrische Ladung des Atomkerns. Enthält er beispielsweise zwei Protonen, wie es beim Helium der Fall ist, sagt man, er habe die *Kernladungszahl* 2. Statt *Kernladungszahl* sagt man auch *Ordnungszahl*. Wasserstoff hat die Kernladungszahl 1, Uran hat die Kernladungszahl 92.

Hinter der anfangs erwähnten "Gleichartigkeit" der Atome eines Elements verbirgt sich also die Kernladungszahl: **ein Element besteht aus Atomen gleicher Kernladungszahl.**

Protonen und Neutronen haben praktisch die gleiche Masse, die man willkürlich gleich 1 setzt. Die Summe aus Protonenzahl und Neutronenzahl eines Kerns ist seine *Massenzahl*<sup>1</sup>. So hat z. B. Wasserstoff die Massenzahl 1; Helium mit einem Kern aus 2 Protonen und 2 Neutronen hat die Massenzahl 4.

**Kernladungszahl = Ordnungszahl = Zahl der Protonen**

**Massenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl**

<sup>1</sup> Da die Masse des Elektrons relativ klein ist, spielt sie für die Massenzahl des Atoms keine Rolle.

Zusatzinfo: Isotope, Radioaktivität

Bei der Bezeichnung von Atomkernen findet man häufig die Schreibweise  ${}^M_Z\text{E}$ , wobei M die Massenzahl, Z die Kernladungszahl und E das Elementsymbol ist. Beispielsweise steht  ${}^1_1\text{H}$  für Wasserstoff und  ${}^{12}_6\text{C}$  für Kohlenstoff.

Atome des gleichen Elements, also gleicher Kernladungszahl, können verschieden viele Neutronen enthalten. Es gibt z. B. Kohlenstoffatome (Kernladungszahl 6) mit 6 Neutronen und solche mit 8 Neutronen. Das bedeutet, daß die Massenzahl im ersten Fall 12, im zweiten Fall 14 ist; in der oben eingeführten Schreibweise würden also  ${}^{12}_6\text{C}$  und  ${}^{14}_6\text{C}$  stehen. Ein anderes Beispiel sind Uranatome (92 Protonen) mit 143 und mit 146 Neutronen:  ${}^{235}_{92}\text{U}$  und  ${}^{238}_{92}\text{U}$ . **Atome mit gleicher Kernladungs-, aber verschiedener Massenzahl nennt man die Isotope des Elements<sup>2</sup>.**

Das einfachste Beispiel sind die drei isotopen Formen des Wasserstoffkerns. Im allgemeinen besteht er nur aus einem einzigen Proton, dieses kann aber auch mit einem oder zwei Neutronen verbunden sein. Wasserstoff, der Kerne der Massenzahl 2 (also mit einem Proton und einem Neutron) enthält, heißt *Deuterium*,  ${}^2_1\text{D}$ . Atomkerne des Tritiums enthalten ein Proton und zwei Neutronen,  ${}^3_1\text{T}$ . (Nur beim Wasserstoff tragen verschiedene Isotope eines Elements eigene Namen.)

Bei einer gegebenen Protonenzahl gibt es eine optimale Neutronenzahl, die die Stabilität des Kerns sichert. Ist dies nicht der Fall, so hat der Kern verschiedene Möglichkeiten, in einen stabileren Zustand überzugehen: er gibt Masse oder Energie ab, d. h. er ist *radioaktiv*.

Tritium ist ein Beispiel für solch ein instabiles Element; es entledigt sich eines Neutrons durch Umwandlung desselben in ein Proton. Dieser Übergang eines neutralen Teilchen in ein positives geschieht durch Abgabe negativer Ladung: Tritiumkerne geben Elektronen ab, sie sind  *$\beta$ -Strahler*. Danach enthält der Kern 2 Protonen, ist also kein Wasserstoffkern mehr. Vielmehr hat er sich in das Heliumisotop  ${}^3_2\text{He}$  verwandelt.

Andere Elemente, z. B. Radium, senden beim Übergang in einen stabileren Zustand  *$\alpha$ -Teilchen* aus. Diese bestehen aus zwei Protonen und zwei Neutronen, sind also praktisch Heliumkerne. In diesem Fall spricht man von  *$\alpha$ -Strahlung*.

Neben diesen beiden Arten von *Teilchen-* oder *Korpuskularstrahlung* gibt es die bei manchen Kernprozessen freiwerdende  *$\gamma$ -Strahlung*. Es handelt sich dabei besonders energiereiche elektromagnetische Strahlung, die jegliches Material durchdringt und in lebendem Gewebe irreparable Schäden verursacht.

## 1.2 Chemische Reaktionen, chemische Verbindungen

### Das Gesetz der konstanten Proportionen

Zu Beginn wurde schon die Möglichkeit der Vereinigung von Atomen zu Molekülen, d. h. die Bildung von Verbindungen aus Elementen erwähnt. **Bei der Bildung einer chemischen Verbindung treten die beteiligten Elemente stets in unveränderlichem, konstantem Massenverhältnis auf.** Zum Beispiel reagieren 1,0 Gramm Wasserstoff und 7,9 Gramm Sauerstoff zu 8,9 Gramm Wasser<sup>3</sup>. Ein anderes Beispiel: 3,2 Gramm Kupfer reagieren mit 0,8 Gramm Sauerstoff zu 4,0 Gramm Kupferoxid.

<sup>2</sup> Der Begriff *Isotop* wird nur in Zusammenhang mit einem bestimmten Element gebraucht! Bei  ${}^{12}_6\text{C}$  und  ${}^{14}_6\text{C}$  handelt es sich also um Isotope des Kohlenstoffs. Daneben gibt es den Begriff *Nuklid* als Bezeichnung für eine Atomkernart mit bestimmter Protonen- und Neutronenzahl; Nuklid bedeutet also "Kernsorte" oder "Kernart".

<sup>3</sup> Ist mehr Wasserstoff vorhanden, so bleibt er übrig, ist weniger vorhanden, reicht es trotz der 7,9 Gramm Sauerstoff nicht für 8,9 Gramm Wasser.

1,0 g Wasserstoff + 7,9 g Sauerstoff → 8,9 g Wasser – paßt genau!  
0,8 g Wasserstoff + 7,9 g Sauerstoff → 7,12 g Wasser + 1,58 g Sauerstoff – zu wenig Wasserstoff!  
1,2 g Wasserstoff + 7,9 g Sauerstoff → 8,9 g Wasser + 0,2 g Wasserstoff – zu viel Wasserstoff!

Es funktioniert nur mit den „richtigen“ Mengenverhältnissen!

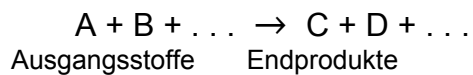
Dieser Sachverhalt (der 1799 von Proust als das *Gesetz der konstanten Proportionen* formuliert wurde) läßt sich nur sinnvoll erklären, wenn man annimmt, daß die Elemente und Verbindungen aus kleinen Teilchen bestimmter Masse, den schon erwähnten Atomen bestehen, die sich zu größeren Teilchen (den Molekülen) zusammenfügen.

Erwähnt werden soll noch, daß sich bei einigen Elementen auch gleichartige Atome untereinander zu Molekülen verbinden: so treten Wasserstoff, Sauerstoff und Stickstoff gewöhnlich als zweiatomige Moleküle (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>) auf.

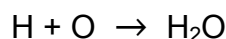
## Reaktion und Reaktionsgleichung

Die Vereinigung von Elementen zu Molekülen (z. B. die Bildung von Wassermolekülen aus Wasserstoff und Sauerstoff) ist eine *chemische Reaktion*.<sup>4</sup>

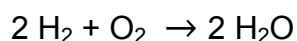
Um solche Reaktionen zu beschreiben, benutzt der Chemiker eine *Reaktionsgleichung*. Auf der linken Seite einer Reaktionsgleichung stehen die "Ausgangsstoffe"; dann kommt ein Pfeil; und auf der rechten Seite folgen die "Endprodukte":



Die Anzahl der Atome der an einer Reaktion beteiligten Elemente muß links und rechts gleich sein. Eine Reaktionsgleichung für das Zusammentreten von Wasserstoff und Sauerstoff zu Wasser in dieser Form

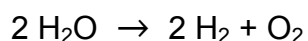


kann also so nicht richtig sein, denn die Anzahl der Wasserstoffatome auf der linken und der rechten Seite der Gleichung stimmen nicht überein. Berücksichtigen wir dann auch noch, daß Wasserstoff und Sauerstoff zweiatomig (H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>) vorkommen, kommt nur die Gleichung



in Frage. In ihr sind sowohl die korrekte Zahl der Atome als auch das zweiatomige Auftreten der beteiligten Gase berücksichtigt.

Einer Reaktionsgleichung kann man also entnehmen, welche Elemente (oder Verbindungen) sich in welchem Mengenverhältnis zu anderen Verbindungen umsetzen können. Aber ist die in der Gleichung beschriebene Reaktion überhaupt möglich? Und könnte die Reaktion nicht auch in umgekehrter Richtung



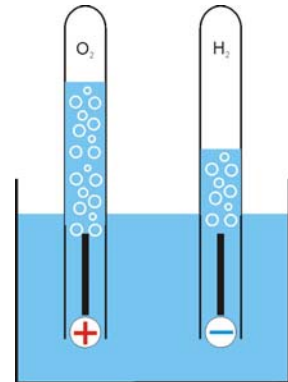
stattfinden, also so, daß Wasser in Sauerstoff und Wasserstoff zerlegt wird?

---

<sup>4</sup> Diese Vereinigung von Wasserstoff und Sauerstoff ist eine sehr leicht in Gang zu setzende Reaktion: schon leichtes Erhitzen oder die Einwirkung von Sonnenlicht reicht dafür aus. Die Reaktion läuft sehr schnell, explosionsartig, ab, was diesem Gasgemisch den Namen „Knallgas“ einbrachte. Das gebildete Wasser läßt sich an den Wänden des Gefäßes (sofern von diesem noch etwas übrig ist) als Beschlag oder in Form von Tröpfchen beobachten.

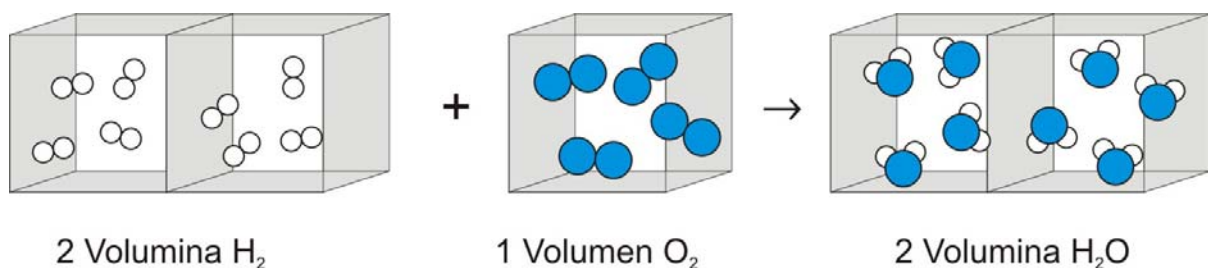
Betrachten wir die umgekehrte Reaktion. Taucht man zwei an die Pole einer Gleichstromquelle angeschlossene Elektroden in ein wassergefülltes Gefäß, ist nach einiger Zeit die Entwicklung von Gasblasen an den beiden Elektroden zu beobachten. An der *Kathode*, dem negativen Pol, entsteht Wasserstoff, an der *Anode*, dem positiven Pol, entsteht Sauerstoff: das Wasser wird in der Tat wieder in seine Bestandteile zerlegt, man nennt dies die *Elektrolyse* des Wassers.

Fängt man nun die beiden Gase in geeigneten Gefäßen getrennt auf und bestimmt ihr Volumen, zeigt sich, daß sich stets *doppelt soviel Wasserstoff wie Sauerstoff* bildet. Mit anderen Worten: Im Wasser ist doppelt soviel Wasserstoff wie Sauerstoff enthalten. **Auch dies läßt sich, ebenso wie das oben erwähnte Prinzip der konstanten Proportionen, nur dann sinnvoll erklären, wenn man annimmt, daß alle Materie aus kleinen, wohldefinierten Teilchen besteht, nämlich in unserem Beispiel den  $H_2$ -, den  $O_2$ - und den  $H_2O$ -Molekülen.**



(Auch bei anderen Reaktionen, bei denen Gase freigesetzt werden oder miteinander reagieren, stehen die Volumina der beteiligten Gase stets im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.) Daraus leitete Avogadro 1811 seine Hypothese ab: *Gleiche Volumina aller Gase enthalten (bei gleichem Druck und gleicher Temperatur) gleich viele Moleküle.*

Die folgende Abbildung möge dies verdeutlichen: Jeder Würfel stelle das Volumen dar, das von vier Gasmolekülen eingenommen wird. Entsprechend unserer Reaktionsgleichung  $2 H_2 + O_2 \rightarrow 2 H_2O$  brauchen wir für acht Wassermoleküle vier Sauerstoffmoleküle (einen Würfel) und acht Wasserstoffmoleküle (Doppelwürfel). Wenn wir das Wasser als Wasserdampf, also gasförmig, gewinnen, benötigen wir wieder einen Doppelwürfel für das benötigte Volumen, denn es entstehen ja acht Moleküle. Denkt man sich den Vorgang in umgekehrter Richtung, wird sofort klar, daß bei der Elektrolyse volumenmäßig doppelt soviel Wasserstoff wie Sauerstoff frei wird.



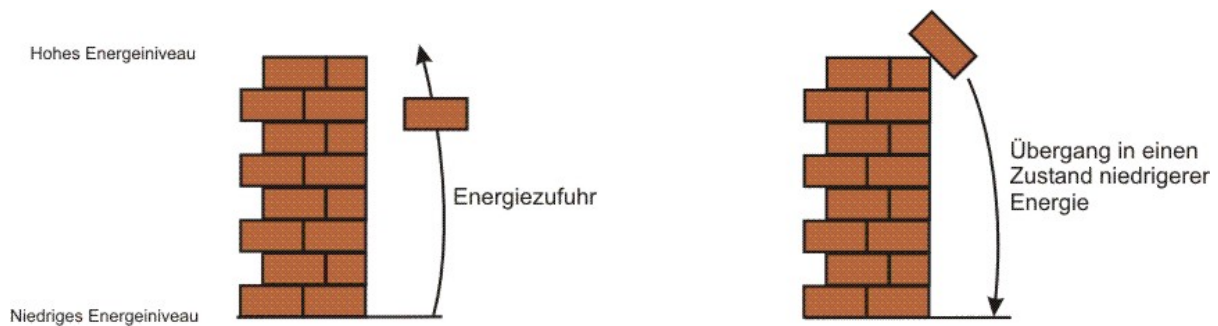
### 1.3 Von Ziegelsteinen und Atomkernen: stabile Zustände

Hebt man einen Stein vom Boden hoch, so ist damit spürbar Arbeit verbunden. Man kann das auch so ausdrücken: dem aus Erde und Stein bestehenden System muß Energie zugeführt werden, es hat dann einen größeren Energiegehalt.

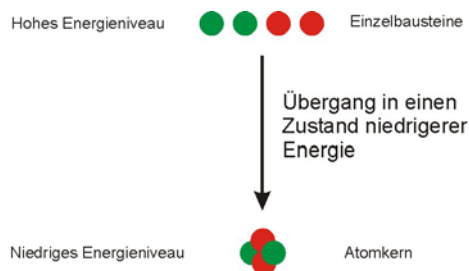
Ist der Stein oben und man läßt man ihn los, fällt er herunter. Das System bevorzugt also "von sich aus" einen niedrigen Energieinhalt. (Ist der Stein unten angelangt, so ist genau die Energie wieder freigeworden, die man beim Hochheben aufwenden mußte.)

Das Herunterfallen des sich selbst überlassenen Steins, die Bevorzugung des niedrigeren Energiezustands, ist nur ein Beispiel für ein allgemeingültiges Prinzip in der Natur: **Jedes sich selbst überlassene System bevorzugt einen Zustand mit möglichst**

**niedrigem Energieinhalt.** Man kann auch sagen: Ein System in einem Zustand niedrigerer Energie ist "stabiler" als im Zustand höherer Energie.



Als ein Beispiel aus der Kernphysik betrachten wir einen Heliumkern aus zwei Protonen und zwei Neutronen. Diese vier Teilchen können (wenn sie nahe genug beieinander sind) entweder einzeln umherfliegen oder sich zusammantun. Die bloße Existenz der Atomkerne zeigt aber schon, daß sie sich vorzugsweise zusammantun. Mit dem Prinzip des niedrigsten Energiezustands wird sofort klar, daß das System "Atomkern" ein gegenüber der Einzelexistenz bevorzugter Energiezustand ist. **Das System der gebundenen Kernbestandteile hat einen geringeren Energieinhalt als die voneinander getrennten Bausteine.**

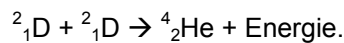


Der Unterschied zwischen den beiden Energieniveaus heißt *Kernbindungsenergie*. Sie müßte man aufwenden, um die Kernbestandteile wieder zu trennen.

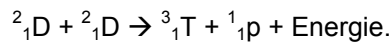
Da nach Einsteins berühmter Formel  $E = mc^2$  Energie und Masse gleichwertig sind, kann man die Kernbindungsenergie auch so beschreiben: Die Masse des Heliumkerns ist kleiner als die Gesamtmasse der Einzelkomponenten. Diesen Massenunterschied nennt man auch den *Massendefekt*.

#### Zusatzinfo: Kernverschmelzung und Kernspaltung

In den Sternen entstehen bei der Verschmelzung (Fusion) leichterer Komponenten Heliumkerne, wobei die Kernbindungsenergie als Fusionsenergie frei wird. Eine solche Reaktion wäre z. B.

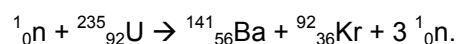


In zukünftigen Fusionsreaktoren zur Energiegewinnung wäre eine mögliche Reaktion



Viele schwere Elemente, z. B. Uran oder Thorium sind instabil, d. h. sie zerfallen "von selbst" in leichtere Elemente. Anders als beim Helium ist hier also der "gespaltene" Zustand energieärmer und damit stabiler als der gebundene\*. Die Energiedifferenz wird in Form von Wärme und Gammastrahlung frei.

In Kernreaktoren entstehen aus Uran Spaltprodukte, z. B. in der Reaktion

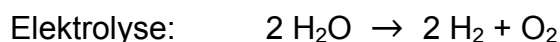
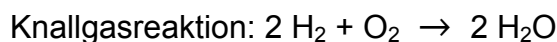


Die dabei freiwerdende Wärme kann zur Stromerzeugung (oder unter ungünstigen Umständen zur Reaktorschmelze) verwendet werden.

\* Diese Kerne werden unter *Energiezufuhr* bei Supernovaexplosionen erzeugt.

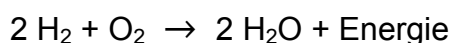
## 1.4 Die Triebkraft chemischer Reaktionen

Um die Frage zu klären, ob eine chemische Reaktion auch in umgekehrter Richtung ablaufen kann, betrachten wir noch einmal die Knallgasreaktion und die Elektrolyse.



Bei der Knallgasreaktion wird, wie die Explosion deutlich zeigt, Energie frei. Anders bei der elektrolytischen Zerlegung des Wassers: man muß (elektrische) Energie aufwenden, von selbst zersetzt sich das Wasser nicht.

"Von selbst" passiert in der Natur nur dann etwas, wenn das System, um das es sich handelt, in einen Zustand niedrigerer Energie übergeht: Ein Stein fällt zu Boden, eine Uhrfeder entspannt sich, chemische Reaktionen laufen ab. Und diese laufen „freiwillig“ so ab, **daß das aus den Ausgangsstoffen bestehende System in einen Zustand niedrigerer Energie übergeht.** Dabei wird die Energiedifferenz (der Unterschied zwischen „vorher“ und „nachher“) frei; in unserem Beispiel als Knallgasexplosion.



Muß man Energie aufwenden, bzw. "verbraucht" die Reaktion Energie, läßt sich das folgendermaßen darstellen:



Erst dann, wenn man die energetischen Verhältnisse kennt (und sie gegebenenfalls in der Reaktionsgleichung wiedergegeben sind), kann man sagen, in welche Richtung eine Reaktion abzulaufen vermag.

Die Energiedifferenz zwischen den Ausgangsstoffen und den Endprodukten ist die Ursache für die chemische Bindung.

Chemische Bindung ist also nicht etwa eine Art "Haken und Öse" oder "Schnur" zwischen den Atomen) sondern nur die Umschreibung der Tatsache, daß Atome unter gewissen Umständen einen Molekülverband vorziehen, weil dieses System einen Zustand niedrigerer Energie darstellt.

## 2 Physikalische Grundlagen

### 2.1 Wellen, Licht und Spektren

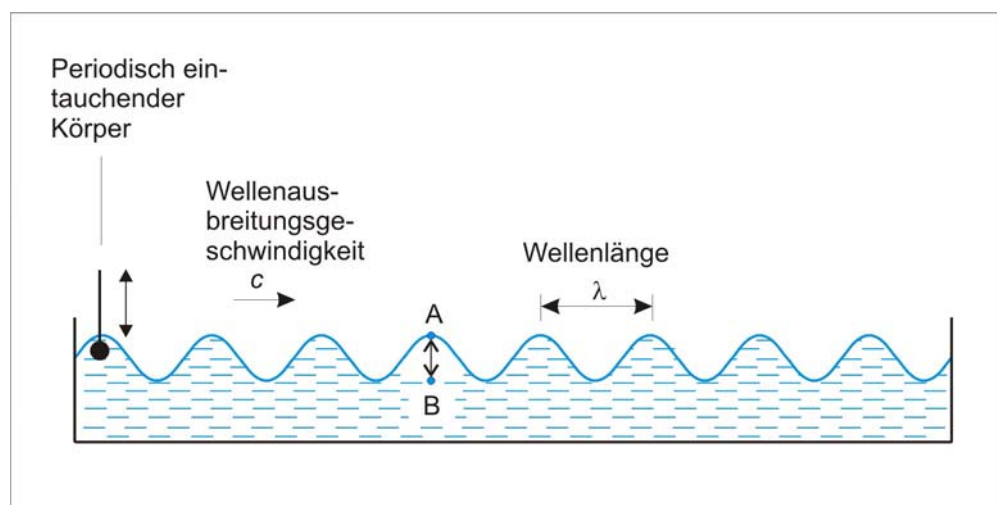
Das Verständnis der chemischen Bindung ist nicht ohne die Kenntnis einiger physikalischer Zusammenhänge möglich. Deshalb folgen an dieser Stelle Informationen über Wellen, die elektromagnetische Strahlung und das Licht.

#### Infokasten 1: Wellen

Wirft man einen Stein ins Wasser, breiten sich Wellen um die Einschlagstelle kreisförmig aus. Schwimmt ein anderer Körper in der Nähe, ist zu beobachten, daß dieser sich zwar auf und ab bewegt, dabei aber nicht "mit den Wellen" davongetragen wird. Also bewegt sich auch das Wasser nur auf und ab, nicht aber in Richtung der Wellenausbreitung. Durch Wellen wird also keine Materie transportiert, wohl aber Energie (in Ausbreitungsrichtung der Wellen): das Wasser verrichtet am schwimmenden Körper Arbeit, indem es ihn auf und ab bewegt.

Die folgende Abbildung zeigt eine wassergefüllte Wanne, an deren Rand durch einen periodisch eintauchenden Körper, den *Erreger*, Wellen erzeugt werden. Eine solche *Wellenwanne* läßt sich im Badezimmer realisieren: der tropfende Wasserhahn als Erreger erzeugt kreisförmige Wellen im gefüllten Waschbecken.

Ein einzelnes Wassermolekül befindet sich am oberen Punkt A, um sich dann zum unteren Punkt B zu bewegen und schließlich nach A zurückzukehren. Diese Bewegung wiederholt sich periodisch. (Man kann sich statt des Moleküls auch einen schwimmenden Korken oder eine Seerose vorstellen.)



Die Zeit, die das Wassermolekül für den Weg von A nach B und zurück benötigt, nennt man die *Schwingungsdauer T* oder die *Periode*. Die Anzahl der Wellenbewegungen (Schwingungen) pro Sekunde heißt *Frequenz  $\nu$*  und ist der Kehrwert der Schwingungsdauer. Je höher die Frequenz, desto mehr Arbeit vermag die Welle zu verrichten: **Je höher die Frequenz, desto größer die Energie.**

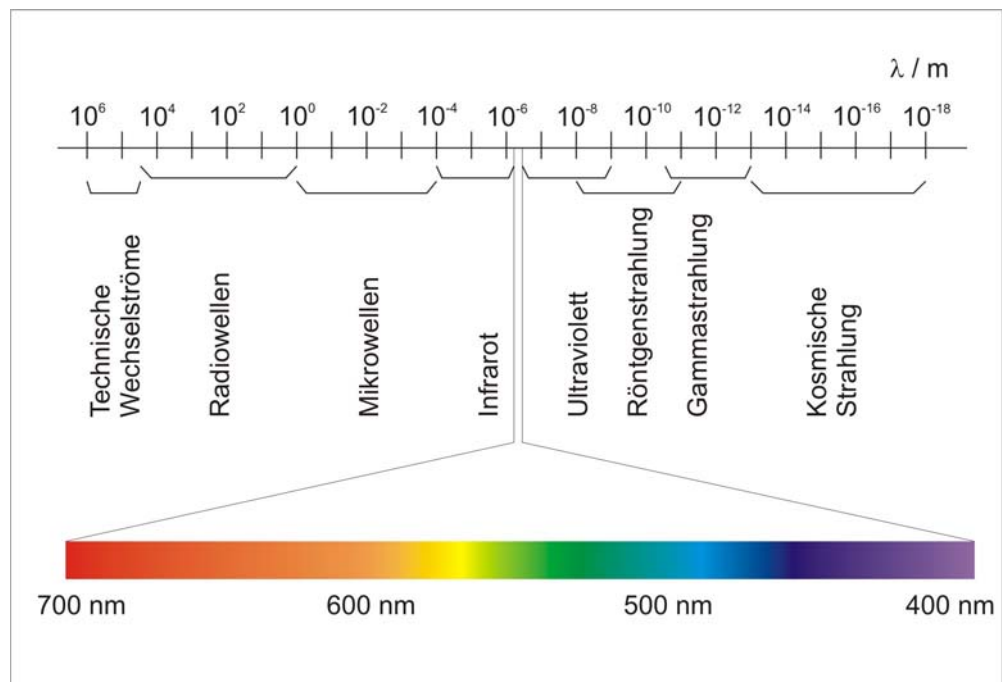
Eine weitere charakteristische Größe zur Beschreibung von Wellen ist die *Wellenlänge  $\lambda$* , der Abstand zwischen zwei Wellenbergen (oder -tälern). Je schneller sich der Erreger bewegt, desto häufiger bewegen sich Wellen von ihm fort. Das bedeutet einerseits, daß die Wellenlänge  $\lambda$  kleiner und andererseits die Frequenz  $\nu$  höher wird. Die *Wellenausbreitungsgeschwindigkeit c* gibt an, mit welcher Geschwindigkeit die Welle (d. h. ein Wellenberg oder -tal) wandert.

## Infokasten 2: Licht

Schwingende elektrische Ladungen erzeugen ein sich veränderndes elektrisches Feld, das mit einem sich ebenfalls verändernden Magnetfeld einhergeht. Man spricht daher vom *elektromagnetischen Feld*. Die periodische Veränderung des elektromagnetischen Feldes breitet sich als *elektromagnetische Welle* im Raum aus.

Alle Arten elektromagnetischer Strahlung breiten sich mit *Lichtgeschwindigkeit* aus\*. Sie beträgt im Vakuum ca.  $3 \cdot 10^8$  m/s. Die Eigenschaften der elektromagnetischen Strahlung werden von ihrer Frequenz bzw. ihrer Wellenlänge bestimmt: ein Beispiel für sehr kurzwellige Strahlung ist die Röntgenstrahlung, langwellige Strahlung kennen wir als Radiowellen. Elektromagnetische Strahlung mit Wellenlängen von ca. 400 bis 700 nm werden vom menschlichen Auge wahrgenommen.

Die folgende Abbildung zeigt das elektromagnetische Spektrum in seiner Gesamtheit; herausgezogen ist der Ausschnitt, den wir als Licht wahrnehmen.

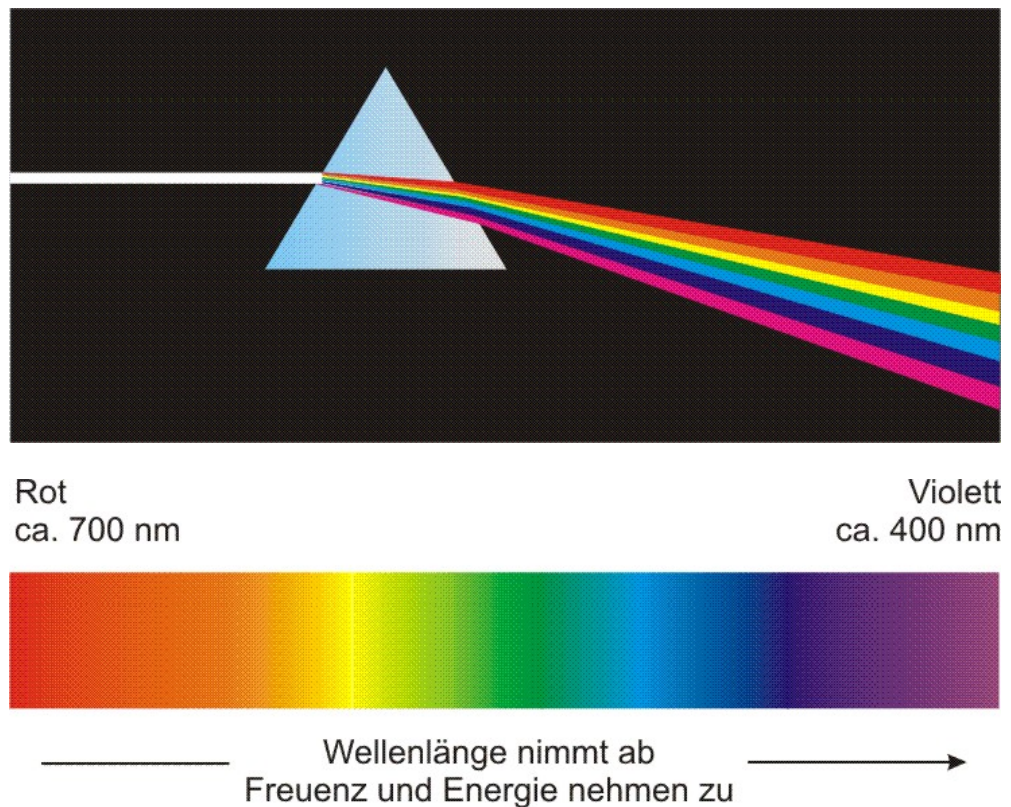


Über die bloße Wahrnehmung des Lichts hinaus hat das menschliche Auge die Eigenschaft, die Wellenlängen unterscheiden zu können: Licht mit einer Wellenlänge von 400 nm nennen wir violett, solches mit einer Wellenlänge von 700 nm heißt rot. **Violettes, kurzwelliges Licht ist energiereicher als rotes, langwelliges Licht.**

Elektromagnetische Strahlung mit einer Wellenlänge von unter ca. 400 nm heißt ultraviolette Strahlung (UV) und ist nicht sichtbar. Sie ist sehr energiereich (Sonnenbrand!). Strahlung mit einer Wellenlänge von über ca. 700 nm heißt infrarote Strahlung (IR).

\* Genauer gesagt, ist dies die Lichtgeschwindigkeit im Vakuum. In Materie kann sie deutlich niedriger sein.

Fällt Sonnenlicht durch ein Prisma, entsteht dahinter ein farbiges Lichtband, das *Spektrum*.



Das weiße Licht wird in Licht verschiedener Wellenlängen zerlegt,<sup>5</sup> oder anders ausgedrückt: **in einem Spektrum sind die Anteile des weißen Lichts nach ihrem Energiegehalt aufgetrennt.**

## 2.2 Das Wasserstoffspektrum

### Die Entladungsröhre

Eine Entladungsröhre ist eine durchsichtige Röhre, die mit zwei Elektroden versehen ist. Die mit dem negativen Pol der Spannungsquelle verbundene Elektrode, die *Kathode*, ist als Heizwendel ausgebildet und wird durch den elektrischen Strom bis zum Glühen erhitzt. Dabei treten aus ihr Elektronen aus, die von der positiven *Anode* angezogen werden.

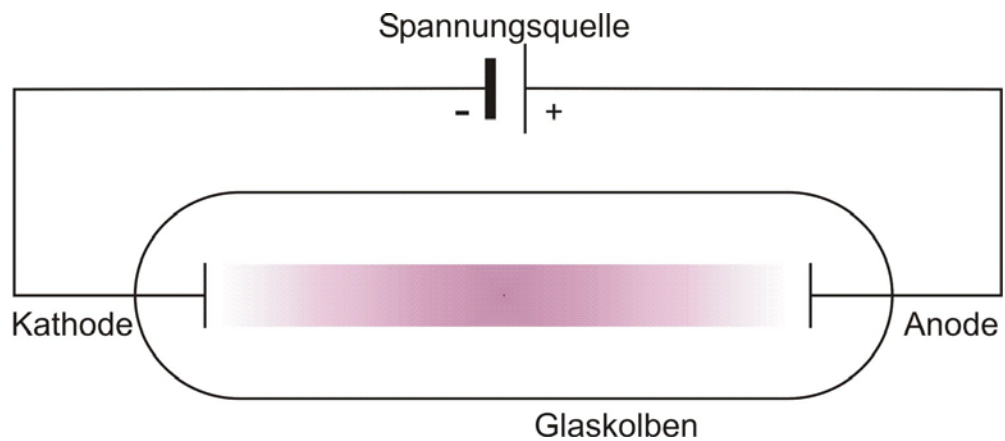
Nachdem die Röhre zuvor evakuiert wurde, füllt man etwas Wasserstoffgas hinein und schaltet den Strom ein. Danach geschieht folgendes:

1. Ein Teil der von der Kathode zur Anode fliegenden Elektronen kollidiert mit den Wasserstoffmolekülen und spaltet diese, so daß sich nun neben  $H_2$  auch atomarer Wasserstoff (H) in der Röhre befindet.

2. Man beobachtet ein schwaches, violettes Leuchten des Gases in der Röhre. Es ist Licht, das vom atomaren Wasserstoff ausgeht.

---

<sup>5</sup> Das liegt daran, daß Licht verschiedener Wellenlänge unterschiedlich stark abgelenkt, "gebrochen" wird.



## Das Spektrum

Lenkt man das von der Entladungsröhre ausgesandte Licht auf ein Prisma, so erscheint auf der anderen Seite kein kontinuierliches Spektrum wie beim Sonnenlicht, sondern nur scharf abgegrenzte Farblinien, ein sogenanntes *Linienpektrum*.



Da in einem Spektrum das Licht nach dem Energiegehalt aufgetrennt ist, läßt sich das Linienspektrum dahingehend deuten, daß **die Wasserstoffatome Licht in genau definierten Energiepaketen aussenden**.

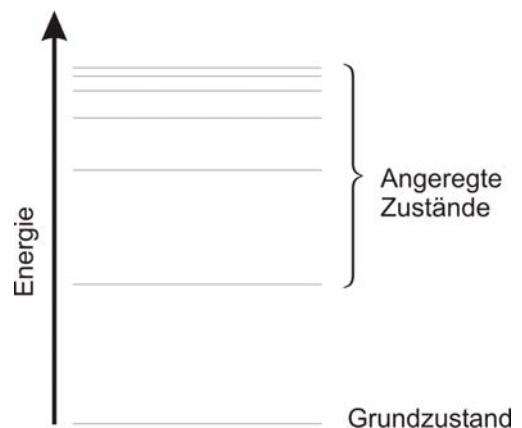
## 2.3 Photonen

Statt von "genau definierten Energiepaketen" spricht man auch von *Lichtquanten* ganz bestimmter Energie oder von *Photonen*.

Die Idee dieser "Lichtteilchen" scheint im Widerspruch zu der Vorstellung vom Licht als elektromagnetischer Welle zu stehen. Experimentell läßt sich zeigen, daß es sich bei Licht um eine Welle handelt, aber ebenfalls läßt sich experimentell zeigen, daß Licht aus Teilchen (Photonen) besteht.

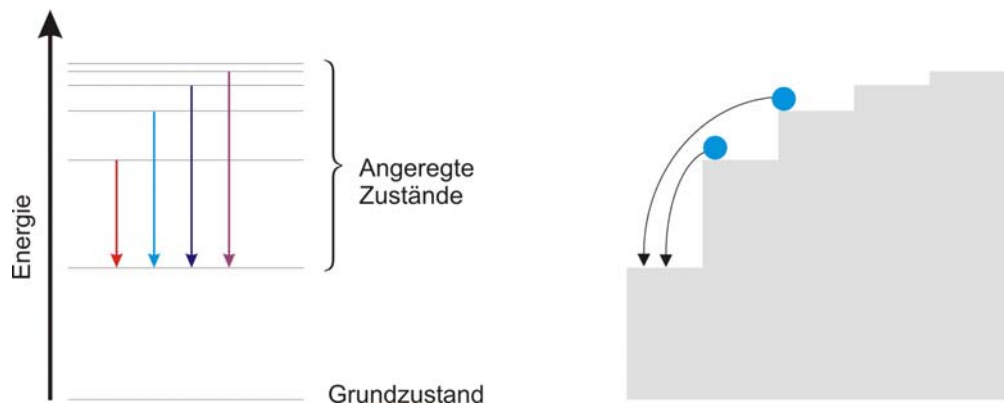
Dies wird etwas verständlicher, wenn man sich klarmacht, daß es sich in beiden Fällen um *Modelle*, um *Bilder* handelt, mit denen man versucht, die physikalische Erscheinung "Licht" zu beschreiben. Und tatsächlich braucht man zur Beschreibung, zur Darstellung der Wirklichkeit *beide* Modelle - man spricht hier auch vom *Welle-Teilchen-Dualismus*.

**Bei der Kollision der Elektronen mit den Wasserstoffatomen in der Entladungsröhre übertragen sie einen Teil ihrer Energie auf die Wasserstoffatome, genauer gesagt auf deren Elektronen.** Diese gehen dabei aus dem sogenannten Grundzustand in einen "angeregten Zustand" über (man spricht auch vom "höheren Energiezustand"). Je nach der vom Elektron aufgenommenen Energie können diese Zustände mehr oder weniger weit über dem Grundzustand liegen.



Dies wird in einem *Termschema* dargestellt. Auf der von unten nach oben ansteigenden Energieskala stellt die unterste Linie den Grundzustand dar, die darüber liegenden Linien repräsentieren die angeregten Zustände. **Kehrt ein Elektron von einem der höheren Energieniveau in ein niedrigeres (oder in den Grundzustand) zurück, so wird die anfänglich erhaltene Energie wieder frei, und zwar in Form eines Photons.**

Und die Energie dieses Photons hängt eben davon ab, wie groß der Unterschied zwischen den beiden Energiezuständen (vorher und nachher) ist. Im folgenden Termschema ist das Zustandekommen der vier sichtbaren Linien des Wasserstoffspektrums dargestellt; rechts eine Analogie: die Kugel kann sich nur auf eine bestimmten Stufe befinden. Das untere Ende der "Treppe" entspricht dem Grundzustand.



**Das Termschema zeigt, daß nur ganz bestimmte Energiezustände möglich sind.** Gäbe es beliebige Zwischenzustände, würden Photonen der verschiedensten Energie abgegeben und das Wasserstoffspektrum (genauer: das *Emissionsspektrum* des Wasserstoffs) wäre kein Linienspektrum, sondern ein kontinuierliches Spektrum.

#### Zusatzinfo

Wir haben gesehen, daß es sich bei den Photonen um "Lichtteilchen" (Quanten) bestimmter Energie handelt. Wir wissen, daß die Energie eines Photons von seiner Frequenz  $\nu$  abhängt: je größer die Frequenz, desto größer die Energie:

$$E \sim \nu.$$

Damit aus diesem Zusammenhang eine Gleichung entsteht, mit der sich die Energie berechnen läßt, benötigt man einen Proportionalitätsfaktor, der üblicherweise mit  $h$  bezeichnet wird:

$$E = h \cdot \nu.$$

$h$  ist eine Naturkonstante und heißt das *Plancksche Wirkungsquantum*.

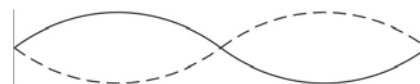
## 3 Orbitale

### 3.1 Stehende Wellen

Im Abschnitt 2.1 wurden die Eigenschaften von Wellen behandelt, die sich, ausgehend von einer Quelle, im Raum ausbreiten. Daneben gibt es auch sogenannte *stehende Wellen*. Ein Beispiel dafür ist eine schwingende Klavier- oder auch Gitarrensaite. Ihre beiden eingespannten Enden sind immer in Ruhe (die *Schwingungsknoten*), während die anderen Teile der Saite mehr oder weniger stark um ihre Ruhelage hin und her schwingen, am stärksten in der Mitte (den *Schwingungsbauch*). Die Saite führt ihre *Grundschiwingung* aus.

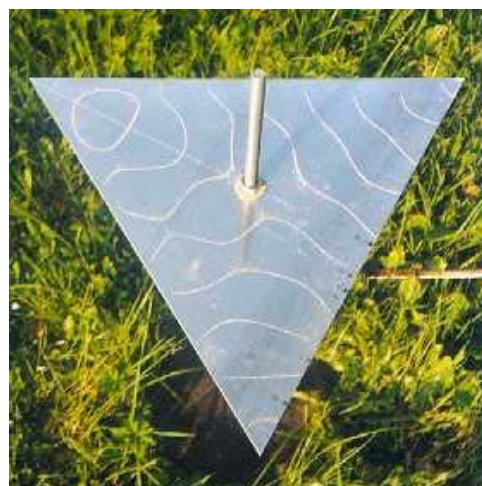


Berührt man die Saite in der Mitte, so sieht die Schwingung anders aus: es gibt drei Schwingungsknoten und zwei Schwingungsbauche. Der Ton ist nun höher, die Saite schwingt mit einer höheren Frequenz, was einen Energiezuwachs bedeutet. Auch bei stehenden Wellen gilt der schon gezeigte Zusammenhang zwischen Frequenz und Energie. Entsprechendes gilt für eine mehrfache Teilung der Saite beim dritten, vierten usw. Teil ihrer Länge, die Zahl der Schwingungsbauche und -knoten steigt, die Frequenz ebenfalls.



Es können sich natürlich nicht beliebige, sondern nur ganz bestimmte stehende Wellen ausbilden: Der Abstand zwischen zwei Knoten muß immer ein einfacher Bruchteil ( $\frac{1}{2}$ ,  $\frac{1}{3}$  usw.) der Saitenlänge sein.

Nicht nur eine Saite kann Schwingungen vollführen, auch ein flächenhafter Gegenstand, z. B. ein Trommelfell. Analog zu den Knoten einer schwingenden Saite treten hier *Knotenlinien* auf. Streut man feinen Sand auf eine dünne Metall- oder Glasplatte und streicht diese an einer Kante mit einem Geigenbogen an, beginnt die Platte zu schwingen. Der Sand wird von den am stärksten schwingenden Teilen (entsprechen den Schwingungsbauchen) weggeschleudert und sammelt sich an den Stellen, an denen keine Schwingung auftritt: an den Knotenlinien. (Die auf diese Weise im Sand entstehenden Figuren heißen nach ihrem Entdecker *Chladnische Klangfiguren*.)



Knotenlinien

Mit freundlicher Genehmigung von U. Wahl  
(<http://members.aol.com/woinem6/html/chladni.htm>)

**Stehende Wellen gibt es auch bei dreidimensionalen Körpern, z. B. bei dem in einem Blasinstrument eingeschlossenen Luftvolumen. An die Stelle der Knoten oder Knotenlinien treten in drei Dimensionen *Knotenflächen*.** Wie bei der Saite, ist auch in diesem Fall ihre Anzahl charakteristisch für den jeweiligen Energiezustand.

### 3.2 „Elektronenwellen“, Energie und Anregungszustände

Niels Bohr entwickelte um 1913 die Vorstellung, daß die Elektronen sich auf kreisförmigen Bahnen um den Atomkern bewegen, ähnlich den Bahnen der Planeten um die Sonne. Man nennt dies das *Bohrsche Atommodell*. Der Abstand der Bahn vom Kern sollte dabei dem Anregungszustand entsprechen: wird ein Elektron angeregt, so springt es auf eine höhere Kreisbahn; fällt es von dort auf eine niedrigere Bahn zurück, so gibt es Energie in Form eines Photons ab.

Man konnte mit diesem Modell zwar das Spektrum des Wasserstoffs erklären, d. h. die Lage der Spektrallinien berechnen, aber bei komplizierteren Atomen versagt es. Ihre Spektren sehen anders aus, als es das Bohrsche Modell voraussagt, sie sind nicht mit auf Bahnen um den Kern laufenden Elektronen zu erklären. Ebenso sind viele andere Erscheinungen mit diesem Modell nicht erklärbar.

Ein anderes, und wie sich zeigen wird, erfolgreicherer Modell betrachtet die Elektronen als **dreidimensionale, d. h. räumlich ausgedehnte, schwingende elektrische Ladungen**, wobei sich in dieser Schwingung die im vorigen Abschnitt beschriebenen stehenden Wellen mit ihren Knotenflächen ausbilden<sup>6</sup>.

Bei den stehenden Wellen auf einer Saite ist eine höhere Anzahl Knoten gleichbedeutend mit höherer Frequenz, d. h. höherer Energie. Entsprechend gehört zu einer höheren Anzahl der Knotenflächen der dreidimensionalen "Elektronenwelle" ein höherer Energiezustand. Das heißt: **die Anzahl der Knotenflächen gibt Auskunft über den Energiezustand des Elektrons**. Diese Zahl nennt man auch *Hauptquantenzahl*.

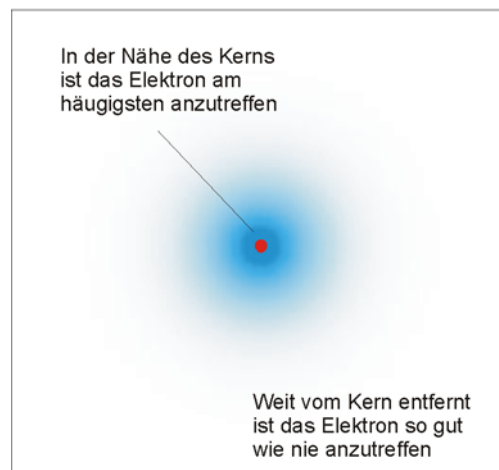
### 3.3 Ladungswolke und Orbital

Wir haben gesehen, daß den Hauptquantenzahlen bestimmte Energiezustände des Elektrons entsprechen; in der Praxis greift aber man zumindest teilweise wieder auf das Teilchenmodell des Elektrons zurück.

Anders als im Bohrschen Atommodell macht man nun aber keine Aussage mehr über eine genau festgelegte Bahn des Elektrons, sondern man gibt nur an, wo im Atom das Elektron am wahrscheinlichsten anzutreffen ist: z. B. wird man das (einzige) Elektron eines Wasserstoffatoms mit großer Wahrscheinlichkeit in der Nähe des Kerns finden, mit sehr geringer Wahrscheinlichkeit aber in großer Entfernung vom Kern.

**Dabei kann man die in Abschnitt 3.2 eingeführten Knotenflächen als Orte betrachten, an denen sich das Elektron so gut wie nie aufhält - und die Schwingungsbäuche als Orte, an denen es sich sehr häufig aufhält.** Man macht also mit Hilfe der Schwingungszustände Aussagen über die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons und ist **nicht mehr an die festen Bahnen des Bohrschen Modells gebunden**: mit dem Wellenmodell des Elektrons sind die Energiezustände im Atom und das Auftreten der Linienspektren besser zu erklären als mit dem Modell der Elektronenbahnen.

Zusammenfassend kann man sagen, daß um den Kern herum eine "Wolke" elektrischer Ladung besteht, die an manchen Stellen dichter, an anderen Stellen weniger



<sup>6</sup> Dies ist quasi die andere Seite des Welle-Teilchen-Dualismus: Elektronen, die gemeinhin als Teilchen gelten, werden hier als Welle betrachtet - eine Idee, die Louis de Broglie 1928 hatte.

dicht ist. Eine solche Wolke negativer elektrischer Ladung, kurz "Ladungswolke" nennt man ein *Orbital*.

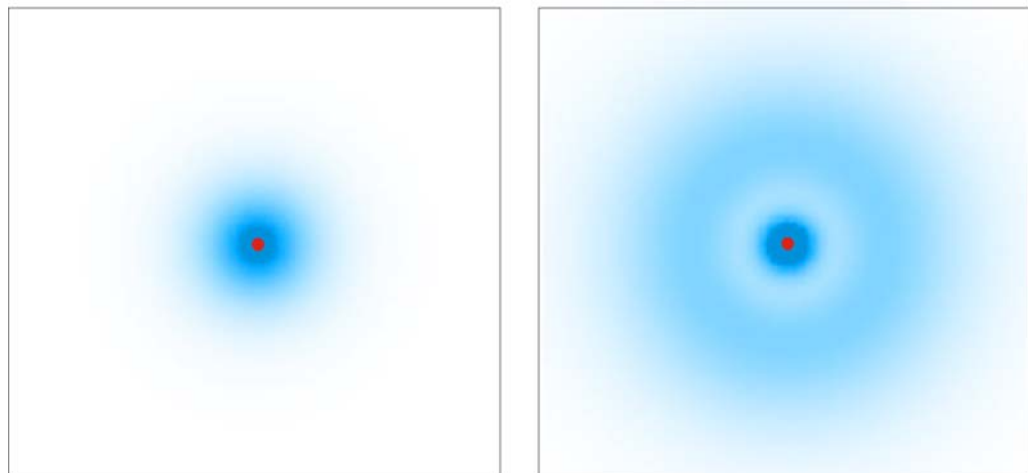
### 3.4 Mehr über Orbitale

#### s-Orbitale

In der Abbildung in Abschnitt 3.3 repräsentiert die stark eingefärbte Region in der Nähe des Kerns den Schwingungsbauch, den Raum mit einer hohen Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons. Der weiter außen liegende, nicht oder nur schwach eingefärbte Bereich hingegen entspricht dem Schwingungsknoten. Die erwähnte Abbildung stellt also ein Orbital des Wasserstoffs dar, und zwar den energieärmsten Zustand, den *Grundzustand*.

Geht das Wasserstoffatom bzw. sein Elektron durch Anregung in den nächsthöheren Energiezustand über, gibt es ebenfalls in der Nähe des Kerns eine hohe Aufenthaltswahrscheinlichkeit, zusätzlich aber noch in einiger Entfernung vom Kern. Dort existiert eine „Wolke“, die eine Hohlkugel bildet. Zwischen beiden liegt die eine der beiden Knotenflächen.

Man nennt diese kugelsymmetrischen Orbitale *s-Orbitale*<sup>7</sup>. Vorangestellt wird die Hauptquantenzahl, also die Anzahl der Knotenflächen. Die folgende Abbildung zeigt das 1s- und das 2s-Orbital.



Das 1s- und das 2s-Orbital des Wasserstoffatoms

Die nach außen hin immer geringer werdende Elektronendichte im 1s-Orbital erreicht strenggenommen nie den Wert Null. Das bedeutet, daß die Knotenfläche des 1s-Orbitals im Unendlichen liegt. Da Atome aber offensichtlich nicht unendlich groß sind, berücksichtigt man in der Praxis nur das Raumgebiet, in dem die Aufenthaltswahrscheinlichkeit für das Elektron 90 % beträgt. Legt man das einer Berechnung zugrunde, so erhält man für das 1s-Orbital einen Durchmesser von  $8 \cdot 10^{-9}$  m, was gut mit der indirekt meßbaren Größe eines Wasserstoffatoms übereinstimmt.

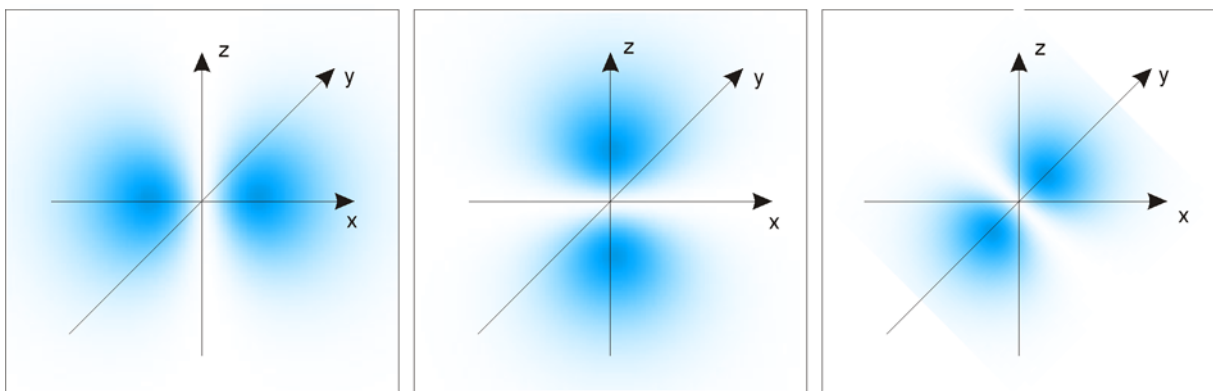
<sup>7</sup> Wie wir wissen, repräsentiert jeder Energiezustand, also jedes Orbital eine Linie im Linienspektrum. Die Buchstabenbezeichnungen der Orbitale (s-, p-, d- und f-Orbitale) stammen aus der Spektroskopie, bei der man die Zustände mit *sharp*, *principal*, *diffuse* und *fundamental* benannt hatte.

## p-Orbitale

Wird das Wasserstoffatom weiter angeregt, so bildet sich kein drittes kugelsymmetrisches s-Orbital, sondern ein aus zwei Hälften bestehendes *p-Orbital*. Die beiden Hälften der Ladungswolke haben ungefähr die Form zweier mit der flachen Seite zueinander liegenden Brötchen. In diesen Bereichen liegt die höchste Aufenthaltswahrscheinlichkeit für das Elektron.

p-Orbitale haben zwei Knotenflächen und sind daher immer 2p-Orbitale. Die eine der beiden Knotenflächen ist eine Ebene, die die Ladungswolke in der Mitte teilt.

Mit einem durch den Kern gelegten rechtwinkligen Koordinatensystem kann man in Richtung jeder der drei Achsen ein solches Orbital unterbringen; man erhält also drei 2p-Orbitale. Sie unterscheiden sich allerdings nur durch ihre räumliche Orientierung, *nicht* aber in ihrem Energiezustand. Man sagt, die drei 2p-Zustände seien "entartet" (im angelsächsischen Sprachraum ist von "degenerated orbitals" die Rede). Zur Unterscheidung kann man diese Orbitale mit  $2p_x$ ,  $2p_y$  und  $2p_z$  bezeichnen.



Die drei 2p-Orbitale.

Die hier vorgestellten und weitere Orbitale werden uns später wieder begegnen und uns den Weg durch das Periodensystem weisen.

## 3.5 Das Pauli-Prinzip und die Hundsche Regel

### Pauli-Prinzip und Hundsche Regel

Wir haben gesehen, daß die Orbitale praktisch als "Aufenthaltsräume" der Elektronen fungieren. 1925 formulierte *Wolfgang Pauli* aus quantenphysikalischen Überlegungen heraus ein für die ganze Chemie wichtiges Naturgesetz:

**In einem Orbital können sich maximal zwei Elektronen aufhalten.**

Dies ist das *Pauli-Prinzip*, das uns im Laufe dieses Kurses noch öfter begegnen wird; manchmal wird es auch *Pauli-Verbot* genannt.

Bei dem schon besprochenen Wasserstoffatom mit nur einem Elektron spielt das keine Rolle, und im kugelförmigen 1s-Orbital des Heliums finden sich die beiden einzigen Elektronen dieses Atoms. Das nächstschwerere Element ist Lithium mit der Ordnungszahl 3, hier "paßt" das dritte Elektron nicht mehr in das 1s-Orbital, es hat seinen Platz im 2s-Orbital. Dieses wird beim Beryllium (Ordnungszahl 4) gefüllt, so daß bei diesem Element beide s-Orbitale "abgeschlossen" sind. Dann beginnt die Auffüllung des 2p-Orbitals mit dem fünften Element, dem Bor. Wie es weitergeht, ist

naheliegend, die Tabelle zeigt die Fortsetzung bis zum Neon. (Zur Erinnerung: es gibt drei 2p-Orbitale, die je zwei Elektronen aufnehmen können.)

Ordnungszahl	Element	1s	2s	2p
1	H	1		
2	He	2		
3	Li	2	1	
4	Be	2	2	
5	B	2	2	1
6	C	2	2	2
7	N	2	2	3
8	O	2	2	4
9	F	2	2	5
10	Ne	2	2	6

Für die Auffüllung entarteter Orbitale (also solchen mit gleichem Energiezustand) gilt folgende von *Friedrich Hund* formulierte Regel (die naheliegenderweise *Hundsche Regel* heißt):

Zuerst kommt in jedes einzelne der gleichwertigen Orbitale nur jeweils ein Elektron, dann erst werden die jeweils zweiten Elektronen hinzugefügt.

Für die 2p-Orbitale bedeutet das: nachdem das erste Elektron im 2p<sub>x</sub>-Orbital ist, kommt das zweite Elektron in das 2p<sub>y</sub>-Orbital und das dritte in das 2p<sub>z</sub>-Orbital. Dann erst wird das 2p<sub>x</sub>-Orbital mit "seinem" zweiten Elektron aufgefüllt, danach das 2p<sub>y</sub>- und zum Schluß das 2p<sub>z</sub>-Orbital.

## Elektronenkonfiguration und Periodizität

Man nennt die Anordnung der Elektronen in den Orbitalen eines Atoms die *Elektronenkonfiguration*. Sie wird international einheitlich dargestellt; in dieser „professionellen“ Schreibweise sieht unsere Tabelle so aus:

H	1s
He	1s <sup>2</sup>
Li	[He] 2s
Be	[He] 2s <sup>2</sup>
B	[He] 2s <sup>2</sup> 2p
C	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
N	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
O	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
F	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
Ne	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
Na	[Ne] 3s <sub>1</sub>

Die hochgestellte Zahl hinter dem Buchstaben des Orbitals gibt die Anzahl der Elektronen an. [He] steht für 1s<sup>2</sup>, also für das mit 2 Elektronen voll besetzte 1s-Orbital.

Bei dem auf das Neon folgende Element, dem Natrium, muß das nächste Elektron in das auf das 2p-Orbital folgende Orbital eingefügt werden, das ist das 3s-Orbital. Die Elektronenkonfiguration des Natriums schreibt man folglich als [Ne] 3s<sup>1</sup>.

Sind alle zu einer Hauptquantenzahl gehörenden Orbitale mit Elektronen voll besetzt, muß ein neu hinzukommendes Elektron sozusagen einen „Sprung“ in den nächsthöheren Energiezustand, zur nächsthöheren Hauptquantenzahl, machen. In unserer Tabelle ist dies nach dem Helium der Fall (das Orbital mit der Hauptquantenzahl 1 ist voll besetzt) sowie nach dem Neon (alle Orbitale mit der Hauptquantenzahl 2, also

2s, 2p<sub>x</sub>, 2p<sub>y</sub>, 2p<sub>z</sub> sind voll besetzt). Diese „Eröffnung“ eines neuen Orbitals kehrt auch bei den nachfolgenden Elementen periodisch wieder.

Die Gesamtheit aller zu einer Hauptquantenzahl gehörenden Orbitale nennt man eine *Schale*<sup>8</sup>. Die Schalen werden, bei K beginnend, mit großen lateinischen Buchstaben bezeichnet. So bildet das 1s-Orbital die K-Schale, das 2s- und die drei 2p-Orbitale zusammen die L-Schale usw.

Alle Elemente mit der gleichen Anzahl Elektronen in der äußeren Schale ähneln sich in ihren chemischen Eigenschaften. Beispiele dafür sind die *Edelgase* mit vollständig aufgefüllten Schalen, die unter normalen Umständen keine chemischen Verbindungen bilden oder die *Alkalimetalle*, die alle ein einzelnes Elektron in ihrer äußeren Schale tragen.

Mit dem Wissen um die Orbitale sowie dem Pauli-Prinzip und der Hundschen Regel haben wir schon das wichtigste Handwerkszeug zur Aufstellung des Periodensystems der Elemente (PSE) erworben. Sowohl das Pauli-Prinzip als auch die Hundsche Regel werden uns im 7. Kapitel wieder begegnen.

---

<sup>8</sup> Die Schalen entsprechen etwa den *Bahnen* des Bohrschen Atommodells.

## 4 Bindungsarten

### 4.1 Die Ionenbindung

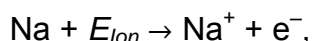
#### Ionen

Enthält die Hülle eines Atoms so viele Elektronen, wie sich Protonen in seinem Kern befinden, ist das Atom elektrisch neutral. Nach außen tritt keine elektrische Ladung in Erscheinung. Befinden sich dagegen in der Hülle mehr oder weniger Elektronen, als Protonen im Kern vorhanden sind, ist das Atom im ersten Fall negativ, im zweiten Fall positiv geladen. Man sagt, das Atom sei *ionisiert* und bezeichnet es als *Ion*. Verliert z. B. ein Natriumatom (Kernladungszahl 11) eines seiner Elektronen, so wird es zu einem positiv geladenen Natrium-Ion: es enthält 11 Protonen und 10 Elektronen. Die Ladung des Ions schreibt man hochgestellt hinter das Elementsymbol, in diesem Falle also  $\text{Na}^+$ .

Positiv geladene Ionen heißen *Kationen*, negativ geladene heißen *Anionen*.

#### Ionisierungsenergie und Edelgaskonfiguration

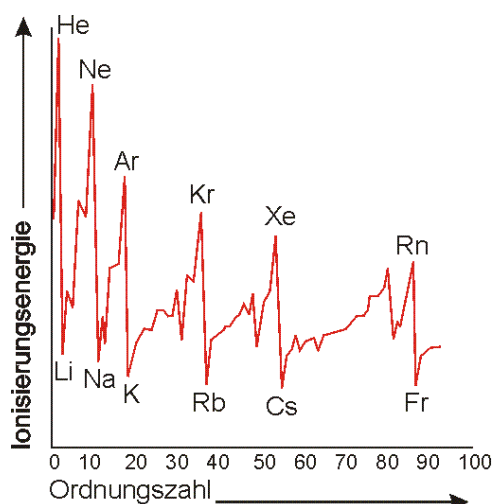
Ein Atom ist ein sehr stabiles Gebilde und verliert nicht "einfach so" ein Elektron. Vielmehr ist dazu ein bestimmter, von außen zuzuführender Energiebetrag nötig, die *Ionisierungsenergie*. Formelmäßig könnte man das z. B. so schreiben:



wobei  $E_{\text{Ion}}$  die Ionisierungsenergie ist. Man kann sie als Maß dafür ansehen, wie stark ein Elektron an das Atom gebunden ist. Zwischen den Ionisierungsenergien der Elemente gibt es recht große Unterschiede: genügen beim Natrium ( $^{11}\text{Na}$ ) schon 494 kJ/mol, so sind es beim Neon ( $^{10}\text{Ne}$ ) schon 2081 kJ/mol.<sup>9</sup>

Trägt man die Ionisierungsenergien der verschiedenen Elemente gegen ihre Ordnungszahl auf, fallen sofort hohe Gipfel und deutliche Minima auf: erstere bei den Elementen Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon (also den Edelgasen), letztere bei den Alkalimetallen Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Caesium und Francium. **Ist die äußerste Schale der Elektronenhülle mit der maximal möglichen Anzahl an Elektronen besetzt (wie es bei den Edelgasen der Fall ist)<sup>10</sup>, stellt dies einen energetisch sehr günstigen Zustand dar (vgl. Abschnitt 1.3); man nennt dies die Edelgaskonfiguration.**

Die Alkalimetalle folgen im Periodensystem jeweils direkt hinter den Edelgasen, haben also immer ein Elektron mehr als diese. Gelingt es



<sup>9</sup> Man gibt zweckmäßigerweise an, welche Energiemenge nötig ist, um 1 Mol Atome zu ionisieren.

<sup>10</sup> Beim Helium sind es die beiden Elektronen im 1s-Orbital, bei Neon die zwei Elektronen aus dem 2s-Orbital und sechs Elektronen aus dem 2p-Orbital; bei allen weiteren Edelgasen sind es ebenfalls acht.

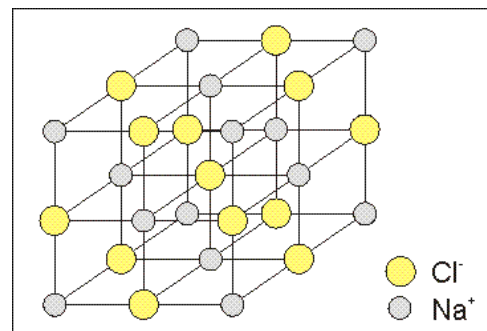
ihnen, dieses eine Elektron abzugeben, d. h. ionisiert zu werden, erreichen sie den energetisch günstigeren Zustand, die Edelgaskonfiguration. Diese Elektronenabgabe ist durch die niedrige Ionisierungsenergie besonders einfach.

Vor den Edelgasen stehen im Periodensystem die Halogene (Fluor, Chlor, Brom, Iod, Astat), die jeweils sieben Außenelektronen besitzen. Diese Elemente erreichen die Edelgaskonfiguration durch die Aufnahme eines Elektrons:  $F + e^- \rightarrow F^-$ .

## Ionenkristalle

Sowohl Alkalimetalle (mit einem Außenelektron) als auch Halogene (mit sieben Außenelektronen) erreichen die Edelgaskonfiguration recht leicht: gibt man ihnen die Möglichkeit, miteinander zu reagieren, bilden sich sofort entgegengesetzt geladene Ionen. Gibt man ein Stück Natrium in ein Gefäß und ersetzt die Luft darin durch Chlorgas, entsteht in einer Reaktion (die ziemlich heftig verlaufen kann), ein weißes körniges Pulver: Natriumchlorid, das aus dem Alltag bekannte Kochsalz.

Es besteht aus den positiv geladenen Natrium-Ionen (sie haben eine negative Ladung verloren) und den negativ geladenen Chlorid-Ionen<sup>11</sup> (sie haben eine negative Ladung gewonnen). Diese Ionen bilden allerdings keine einzelnen NaCl-Moleküle, die unabhängig voneinander existieren, sondern Kristalle,<sup>12</sup> in denen die Ionen in einer räumlichen Gitterstruktur angeordnet sind.<sup>13</sup>



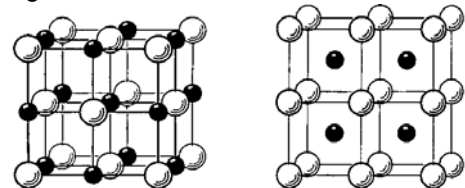
Da die kleinste Einheit dieses Gitters, seine Elementarzelle, ein Würfel (ein *Kubus*) ist, spricht man hier von einem *kubischen* Gitter. Diese Elementarzelle wiederholt sich im ganzen Kristall immer wieder.<sup>14</sup>

Diese Art der chemischen Bindung heißt *Ionenbindung*, gelegentlich spricht man auch von einer *heteropolaren* Bindung.

### Zusatzinfo

Das Gitter des Natriumchlorids findet man nicht bei allen Ionenkristallen mit der Formel  $X^+Y^-$  wieder. Caesiumchlorid z. B. hat zwar auch eine kubische, aber anders geartete Struktur. Das Caesium-Ion ist mit seinen 54 Elektronen viel größer als das Natrium-Ion.

Die Ionen ziehen sich zwar auch gegenseitig an, jedoch ist dieser Anziehung durch die sich abstoßenden negativen Elektronenhüllen eine Grenze gesetzt. Für jedes Kristallgitter muß daher bezüglich des Abstandes zwischen den Ionen ein Optimum gefunden werden. Bei sehr großen Ionen wird Abstoßung der Elektronenhüllen schon bei recht langen Abständen wirksam, bei denen die Anziehung noch nicht ihr Maximum erreicht hat. Dies wird durch eine andere Anordnung der Ionen im Kristall erreicht. (Abb. aus Pauling, Die Natur der chemischen Bindung.)



<sup>11</sup> In der chemischen Sprechweise erhalten die negativ geladenen Ionen immer die Endung „-id“.

<sup>12</sup> Kristalle sind Festkörper, deren atomare oder molekulare Bausteine regelmäßig angeordnet sind.

<sup>13</sup> Jedes Ion bildet zu seinen sechs Nachbarn Ionenbindungen aus, und diese Bindungen vereinen alle Ionen im Kristall zu einem einzigen Riesenmolekül.

<sup>14</sup> Diese Molekularstruktur zeigt sich auch makroskopisch: Löst man Kochsalz in einer flachen Schale in Wasser auf und läßt das Wasser über Nacht verdunsten, erhält man kleine Salzwürfel von ca. 2 mm Kantenlänge.

## 4.2 Die Atombindung

### Molekülorbitale und Wasserstoff

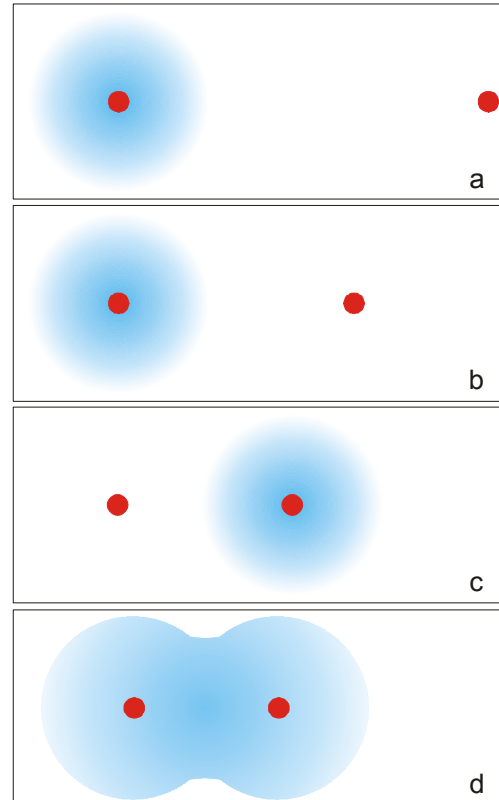
Wir betrachten ein Wasserstoffatom sowie ein einzelnes Proton (sozusagen einen „nackten“ Wasserstoffkern), das sich in einigem Abstand davon befindet (Bild a). Das hier als Ladungswolke im 1s-Orbital dargestellte Elektron ist zunächst an den Kern des Wasserstoffatoms (links) gebunden, aber wenn die Entfernung zum anderen Proton eine bestimmte Grenze unterschreitet, kann es wegen der elektrostatischen Anziehung (Elektron negativ, Proton positiv) in den Einflußbereich des näher kommenden Protons gelangen (Bild b) und dort das leere 1s-Orbital besetzen (Bild c).

Verringert sich der Abstand zwischen den Kernen weiter, hat das Elektron keine Wahlmöglichkeit mehr und hält sich deshalb gleich häufig in *beiden* 1s-Orbitalen, also der direkten Umgebung *beider* Kerne auf (Bild d). **Diesen Aufenthaltsbereich nennt man ein Molekülorbital**, es ergibt sich aus der *Überlappung* der beiden Atomorbitale. In mittleren Bereich dieses Orbitals ist die Elektronendichte (d. h. die Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons) am größten.

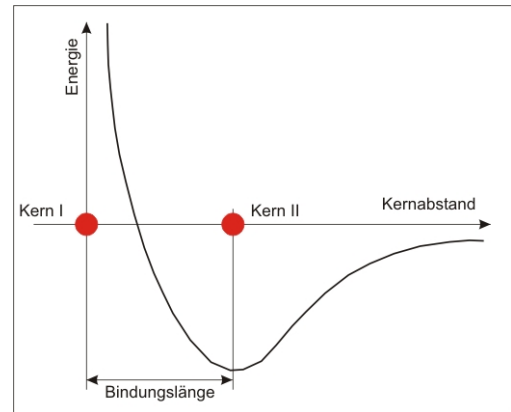
Auf Grund von Quanteneffekten ist sie sogar *größer, als man nach bloßer Addition der beiden einzelnen Orbitale erwarten würde*; damit hat man eine „in der Mitte“ liegende Elektronenwolke, die beide Protonen zu sich hinhieht. Alles in allem ist dieses Gebilde aus zwei Protonen und einem Elektron energieärmer als die Ausgangskombination (das Wasserstoffatom und das davon getrennt existierend Proton).

Die Angelegenheit hat allerdings zwei Haken: Erstens ist das hier von uns „konstruierte“  $\text{H}_2^+$ -Ion nicht stabil, es kommt es nur sehr kurzlebig in Wasserstoffentladungsröhren vor. Zweitens: für das „Zusammenleben“ zweier Protonen gibt es eine *noch* energieärmere Möglichkeit, die sich aus einer uns schon bekannten Regel ergibt. **Das Pauli-Prinzip gilt auch für Molekülorbitale**. Das heißt: Molekülorbitale können maximal zwei Elektronen aufnehmen. *Wir können also in das vorhandene Orbital noch ein weiteres Elektron „hineinpacken“*, mit dem Erfolg, daß das resultierende Gebilde nicht nur energieärmer, sondern auch noch elektrisch neutral ist: es handelt sich dabei um ein ganz normales, aus zwei Wasserstoffatomen bestehendes **Wasserstoffmolekül  $\text{H}_2$** .

Solche paarweise vorhandenen Elektronen spielen eine nicht unerhebliche Rolle in der Chemie, denn sie stellen eine Art „Klebstoff“ zwischen den Atomen dar, diese Art der Bindung heißt *Atombindung, homöopolare* oder *kovalente* Bindung. Dargestellt wird sie manchmal durch zwei Punkte, meist aber durch einen Strich; beides soll das gemeinsame Elektronenpaar symbolisieren. Unser  $\text{H}_2$ -Molekül hat damit die *Strukturformel*



Das Molekülorbital hat das Bestreben, die beiden Protonen möglichst nahe einander zu binden, aber dem steht ihre elektrostatische Abstoßung gegenüber. Daher stellt der erreichte energieärmste Zustand einen Kompromiß dar, der sich in einer optimalen Bindungslänge manifestiert – diese liegt für das Wasserstoffmolekül bei 0,74 Å. Sowohl eine Verringerung als auch eine Vergrößerung des Abstandes würde Energie benötigen.



Man kann sich das bildlich so vorstellen, als ob die beiden Kerne durch eine Spiralfeder miteinander verbunden wären: will man die Kerne voneinander trennen – zieht man also die Feder auseinander – muß man Energie aufbringen. Versucht man, die Kerne weiter zusammenbringen, benötigt man ebenfalls Energie – die Feder muß zusammengedrückt werden. Überläßt man die Feder sich selbst, stellt sie sich auf den energieärmsten Zustand ein.

## Andere einfache chemische Verbindungen

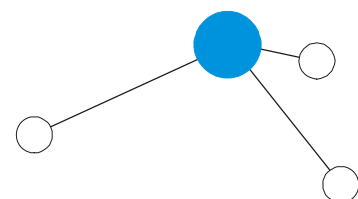
Wasserstoff bildet  $H_2$ -Moleküle, wir haben es also mit zwei Elektronen zu tun. Und da das Pauli-Prinzip auch für Molekülorbitale gilt, ist mit diesen zwei Elektronen das erste mögliche Molekülorbital ausgefüllt.

Wie sähe es mit einem Heliummolekül  $He_2$  aus? Man könnte meinen, daß - ähnlich wie beim Wasserstoff - ein energetisch günstigerer Zustand erreicht wird als bei einem einzelnen Heliumatom. Wir hätten es mit vier Elektronen zu tun, von denen zwei in einem weiteren Molekülorbital untergebracht werden müßten. Nun liegt aber das nächste verfügbare Orbital energetisch so hoch, daß der durch den Zusammenschluß erfolgte Energiegewinn wieder aufgehoben würde. Helium, das Edelgas, ist also weder den Ionenbindungen noch den Atombindungen gegenüber aufgeschlossen – eben „edel“.

Eine homöopolare Bindung (kovalente Bindung, Atombindung) verlangt, daß die beteiligten Partner je ein Elektron „übrig“, d. h. ein einfach besetztes Atomorbital haben<sup>15</sup>. Zudem müssen diese beiden Orbitale einander überlappen, denn nur so kann ein gemeinsames Molekülorbital entstehen, das dann mit zwei Elektronen gefüllt werden kann.

Als weiteres Beispiel für eine homöopolare Bindung betrachten wir den Stickstoff. Seine beiden s-Orbitale sind voll besetzt und können für eine Bindung keine Rolle spielen. Die drei p-Orbitale sind je einfach besetzt und kommen deshalb für eine Überlappung mit den ebenfalls einfach besetzten Orbitalen benachbarter Atome in Frage. Als Partner nehmen wir Wasserstoffatome mit ihren einfach besetzten 1s-Orbitalen.

Die drei (energetisch gleichwertigen) 2p-Orbitale des Stickstoffs stehen rechtwinklig aufeinander. Überlappt nun je ein Ende dieser drei Orbitale mit einem Wasserstofforbital, sind drei homöopolare Bindungen zwischen Stickstoff und Wasserstoff möglich, damit haben wir das Ammoniakmolekül  $NH_3$ .



An diesem Bild ist jedoch noch eine Korrektur nötig: die drei N-H-Bindungen bilden keinen 90°-Winkel, wie man nach der ursprünglichen Stellung der Orbitale vermuten

<sup>15</sup> Diese Regel gilt nicht streng. Bei bestimmten Metallverbindungen kommt es vor, daß ein Partner ein doppelt besetztes, der andere ein unbesetztes Orbital mitbringt.

könnte, stehen also nicht senkrecht aufeinander. Aus energetischen Gründen (es stellt sich der energieärmste Zustand ein) ordnen sich die Wasserstoffatome so an, daß sich zwischen den N-H-Bindungen ein Winkel von  $108^\circ$  einstellt.

Fortsetzung folgt

Übergänge zwischen homöopolarer und ionischer Bindung  
Text ist noch in Bearbeitung

#### 4.3 Metallbindung und Elektronengas

Text ist noch in Bearbeitung

#### 4.4 Andere Bindungsarten

Text ist noch in Bearbeitung

### 5 Organische Chemie

Text ist noch in Bearbeitung

### 6 Chemische Reaktionen

Text ist noch in Bearbeitung

### 7 Das Periodensystem

Text ist noch in Bearbeitung; im Prinzip Vertiefung des Kapitel 3



Dieser Einführungskurs beruht neben eigenen Vorlesungsmitschriften zu einem großen Teil auf dem populärwissenschaftlichen Werk "Knaurs Buch der modernen Chemie" von Joachim Rudolph (1936-1993). Leider erlebte dieses Buch nach seinem ersten Erscheinen 1971 keine Neuauflagen.

*Lest nur immer wieder in den alten Büchern, es steht viel Neues darin.*