

Michael Wächter

Chemiegeschichte(n) im Unterricht

Historische Entdeckungen
und Erkenntnisse
als Lernhilfen im Chemieunterricht.



**Impulse für eine neue Fachdidaktik;
geschrieben für Lernende und Lehrende**

Dieses Sachbuch regt dazu an, den **Chemieunterricht** interessanter zu machen. Verfasst von einem Kenner des Unterrichts will es dazu anstoßen, im Unterricht zu **motivieren** und (auch) von erfolglosen Goldmachern und erfolgreichen Urinverwertern zu **erzählen**, von Rettern vor Hungersnot und Voraussagen globaler Katastrophen, von Alchemisten, Erbsensenzählern und Improvisationstalenten.

Ihre Entdeckungen können dabei, wie Teil 1 zeigt, in den jeweiligen unterrichtlichen, zeit- und wissenschaftsgeschichtlichen **Zusammenhang** gestellt werden – vom „Leberkloß-Atommodell“ bis zum „Ozonloch“ am Himmel. Die Früchte der **Erkenntnis- und Wirkungsgeschichte der Naturwissenschaften**, didaktisch aufbereitet und gut verständlich erklärt, verhelfen zum **entdeckenden Lernen** und bereichern den Unterricht, so dass Lernende beginnen, selbst zu fragen und zu forschen.

Teil 2: Quecksilber, Quacksalber und Quereinsteiger, Quanten und Quarks – guter Chemieunterricht kann **die Chance zu einer abwechslungsreichen, interdisziplinären Expedition** bieten – durch die **Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie und der Naturwissenschaften**, zu einer informativ-unterhaltsamen Forschungsreise von der Hobbychemie in der Waschküche bis zur Urknallforschung im Zyklotron, vom explodierenden Laborkittel *Schönbeins* bis zum Atommeiler *Fermis* in der Squash-Halle.

Wer steckt hinter Fachbegriffen wie *Glaubersalz* und *Liebigkühler*, *Nobelpreis* und *Erlenmeyerkolben*, *Baeyerprobe* und *Bunsenbrenner*? Welche Köpfe hatten diese Ideen – und wie kamen sie darauf?

Es lohnt sich, ihre Entdeckungsgeschichte(n) im Unterricht einzubringen. Ein Impuls für eine erneuerte Fachdidaktik.

Dieses Manuskript wurde für werdende Chemie-Lehrerinnen und -Lehrer verfasst. Der Autor kommt aus der Praxis und ist selbst Chemielehrer und Schulbuchautor: Er hat dieses Manuskript gratis als ein Beitrag für ihr Referendariat / ihre Lehrerausbildung zur Verfügung gestellt. (Das Copyright bleibt beim Autor).

Michael Wächter

Chemiegeschichte(n) im Unterricht

**Historische Entdeckungen und Erkenntnisse als
Lernhilfen im Chemieunterricht.**

Impuls für eine neue Fachdidaktik;
geschrieben für Lernende und Lehrende

Sachbuch

Lernen ist Erfahrung.
Alles Andere ist einfach nur Information.

Das **Lehren** soll so sein, dass das Dargebotene
als wertvolles Geschenk und nicht
als saure Pflicht empfunden wird.
(Albert Einstein)

Bildung ist das, was übrig bleibt,
wenn wir vergessen, was wir gelernt haben
(Aldous Huxley)

Impressum

Text: © 2021 Copyright by Michael Wächter

Verantwortlich

für den Inhalt: Michael Wächter

Borsigweg 21a

48153 Münster

waechter.michael@t-online.de

Inhaltsverzeichnis

Vorwort 10

Teil 1

1 Chemie entdecken - in und außerhalb der Schule 12

1.1 Chemieunterricht als/und Erkenntnisgeschichte 12
1.2 Didaktik - die Kunst des „Unterrichtens“ 16
1.3 Fachdidaktik –
die Lernprozessgestaltung im Chemieunterricht 18

2 Unterrichtsverfahren und-methoden 21

2.1 Häufige Unterrichtsverfahren 21
2.2 Zwei Beispiele aus der Unterrichtspraxis 22

3 Die Besonderheit historischer Unterrichtsverfahren 29

3.1 Vorteile des historisch-problemorientierten Unterrichts 29
3.2 Kritik am historisch-problemorientierten Unterricht 29
3.3 Das historisch-genetische Verfahren 30
3.4 Der neue Ansatz: historisch, genetisch,
hauptproblemorientiert 31
3.4.1 „Hauptproblemorientiert“ – das neu erkannte Problem 31
3.4.2 Die historische Genese der naturwissenschaftlichen
Erkenntnisgewinnung 34
3.4.3 Chemiegeschichte im Chemieunterricht 36
3.5 Problemorientierung als Lernanreiz und -hilfe 34
3.6 Beispiele aus der Praxis „historischer“ Unterrichtsverfahren
(Das Lernen lernen – und es auch lehren) 38
3.6.1 Chemie statt Hefe (und unser CO₂-Problem) 39
3.6.2 Ein antiker Akku (und unsere E-Autos) 40
3.6.3 „Es brauset die Luft“
– Reaktionsgeschwindigkeit und Wasserstoffwirtschaft 41
3.6.4 Molekülstrukturen, aus geackten Teilchen gepuzzelt 43

4 Unterrichtsinhalte und Lehrpläne 45

Teil 2

<u>1 Erste chemische Erkenntnisse und Irrwege</u>	47
1.1 Der Motor des Fortschritts – Entdeckungen und Forschung beflügel(te)n Vermutungen und Wissenschaft.....	47
1.2 Die chemischen Kenntnisse der Antike	47
1.3 Alchimie im Hoch- und Spätmittelalter	48
<u>2 Anfänge der Naturwissenschaft(en)</u>	50
2.1 Neue Methoden der Erkenntnisgewinnung über die Natur	50
2.2 Optik, Mechanik, Himmelsmechanik – Anfänge der Physik..	50
2.3 Iatrochemie	51
2.4 Anfänge der Physik.....	52
2.5 Technik und Naturwissenschaft in der Frühen Neuzeit.....	53
<u>3 Anfänge der Chemie</u>	54
3.1 <i>Glauber</i> und die Salzgewinnung.....	54
3.2 <i>Bacon</i> und die Empirie.....	55
3.3 Neue Erfahrungen mit Chaos, Goldrubinglas und Lichtträger	57
3.3.1 <i>Van Helmont</i> – ein neuer Zustand (1609/1648)	57
3.3.2 <i>Brand</i> – ein neuartiger Lichtträger (1669/75)	57
3.3.3 <i>Kunckel</i> – ein neues Glasschmelzverfahren (1677/80).....	58
3.4 <i>Boyle</i> , der „Vater der Chemie“ (um 1640/61)	60
3.4.1 Druck und Gasvolumen (1640/1660)	60
3.4.2 Zusammengesetzte Reinstoffe und Elemente (1661)	61
3.5 <i>Cavendish</i> – entzündliche Luft und das Gewicht der Erde (1766/1791) ...	63
3.6 <i>Priestley</i> und <i>Scheele</i> : Dephlogestirierte Luft (Feuerluft, 1742) .	64
3.6.1 <i>Scheele</i> – dephlogestirierte Luft, organische Säuren und andere Lüfte (1769/1772).....	64
3.6.2 <i>Priestley</i> – die „Feuerluft“ (1772)	66
<u>4 Die „klassische“ Chemie</u>	67
4.1 <i>Lavoisier</i> – Todesstoß für die Phlogistontheorie (1772/1778) .	67
4.1.1 Das Ende der Phlogistontheorie	67
4.1.2 Sauerstoff und Säuren	69
4.1.3 Wärme und das erste Grundgesetz der Chemie	71

4.2	Gasvolumina, Masseverhältnisse und elektrischer Strom	71
4.2.1	<i>Proust</i> – konstante Masseverhältnisse (Das 2. Grundgesetz der Chemie, 1794/99).....	71
4.2.2	<i>Volta</i> – Strom zur Erforschung der Elektrizität (um 1800).....	73
4.2.3	<i>Gay-Lussac</i> – Wärmeausdehnung bei Gasen (1802)	74
5 Die Entfaltung der Chemie (19. Jahrhundert)		76
5.1	<i>Dalton</i> – Geburt der wissenschaftlichen Atomtheorie (1803)	76
5.1.1	<i>Dalton</i> – Atome und ihr Gewicht (1803)	76
5.1.2	Das dritte Grundgesetz der Chemie (1808)	76
5.1.3	<i>Avogadro</i> s Molekularhypothese (1811)	78
5.1.4	<i>Loschmidt</i> – Moleküle werden zählbar (1865)	79
5.1.5	Molare Größen – Größe und Masse von Molekülen nach <i>Avogadro</i> und <i>Loschmidt</i>	81
5.2	<i>Davy</i> und <i>Berzelius</i>	84
5.2.1	<i>Davy</i> und die Elektrolyse – gleich ein halbes Dutzend neuer Elemente (1807)	84
5.2.2	<i>Berzelius</i> – Reagenzglas, Atomgewichte (1818) und neue Symbole für die Elemente (1815)	85
5.3	<i>Wöhler</i>, <i>Liebig</i>, <i>Schönbein</i> und <i>Faraday</i>	88
5.3.1	<i>Wöhler</i> – Aluminium, Harnstoff, explosive Gase (1827/28)	88
5.3.2	<i>Von Liebig</i> – Elementaranalysen und Düngemittel (1831 und 1840/55)	90
5.3.3	<i>Schönbein</i> – Brennstoffzelle (1838) und Schürzen-Explosion (1845).....	93
5.3.4	<i>Faraday</i> – Flüssiggas (1823) und Elektrolysegesetze (1833).....	94
6 Technik und Naturwissenschaft im 18. und 19. Jahrhundert		97
6.1	Ausklang des 18. und Beginn des 19. Jahrhunderts	97
6.1.1	Absolutismus, Aufklärung und Revolution.....	97
6.1.2	Das Ende der Naturkunde – Physik und Biologie zu Beginn des 18. Jahrhunderts	97
6.1.3	Technische Neuerungen zu Beginn des 18. Jahrhunderts	98
6.2	Die industrielle Revolution (Ca. 1750-1850)	99
6.2.1	Die Dampfmaschine – eine bahnbrechende Technik.....	99
6.2.2	Maschinen- statt Handarbeit – die Industrie revolutioniert den Alltag	99
6.2.3	Die Chemie als Motor der Industrialisierung.....	100
6.2.4	Geografische und physikalische Entdeckungen im ausgehenden 18. Jahrhundert	102
6.2.5	<i>Gauß</i> – Mathematik zu Beginn des 19. Jahrhunderts.....	103
6.3	Industrie und Physik ab 1850	105

6.3.1	Kälte, Schall und Licht – Industrie geht ohne nicht (Physik und Technik im 19. Jahrhundert)	105
6.3.2	Energie-Physik und -Technik im 19. Jahrhundert	108
6.4.	Chemie im späten 19. Jahrhundert	112
6.4.1	<i>Couper, Erlenmeyer, Kekulé</i> – Streit um den mit sich selbst verknüpften Kohlenstoff (1857/58)	112
6.4.2	<i>Erlenmeyers</i> Idee der C=C-Mehrfachbindung (1862)	114
6.4.3	<i>Kekulé</i> und <i>Erlenmeyer</i> – das Rätsel um Benzol und Naphthalin (1865/66)	116
6.4.4	<i>Van't Hoff</i> – Tetraeder, Mehrfachbindungen und Spiegelbild-Moleküle (1873)	118
6.4.5	<i>Nobel</i> – die handhabbare Nitroglyzerinstange (1866/67)	118
6.4.6	<i>Hofmann</i> und <i>von Baeyer</i> – Farbstoffe aus Teerdreck (1866/67) und Färberweid (1883)	120
6.4.7	<i>Bunsen</i> und <i>Kirchhoff</i> – Einblicke in bunt aufstrahlende Atome (1855/59/99)	122
6.4.8	<i>L. Meyer</i> und <i>Mendelejew</i> – eine periodische Gesetzmäßigkeit (1873/69)	125
6.4.9	<i>V. Meyer, Dumas, Raoult, van't Hoff</i> – die Bestimmung Molarer Massen (1873/84/85)	128
6.4.10	<i>Guldberg, Waage</i> und <i>van der Waals</i> – Massenwirkungsgesetz und Gasverflüssigung (1864/73/77)	129
6.4.11	<i>Arrhenius</i> und die Elektrolyten (1887)	131
6.4.12	<i>Ostwald</i> – Katalysatoren und Konstanten für Säuren	133
6.4.13	<i>Boltzmann</i> – statistische Mechanik und reversible Vorgänge	135
6.5	Biochemie und Biologie am Ende des 19. Jahrhunderts	137
6.5.1	<i>Darwin, Mendel</i> und die Biologie Ende des 19. Jahrhunderts ...	137
6.5.2	<i>Hoppe-Seyler</i> – Blutfarbstoffentdeckung in der Schlossküche (1861)	140
<u>7 Moderne Chemie – das 20. und 21. Jahrhundert</u>		142
7.1	Quanten und Quarks – die Revolution des physikalischen Weltbildes im 20. Jahrhundert	142
7.1.1	<i>Plancks</i> Quantentheorie (1900)	142
7.1.2	<i>Einsteins</i> Energie-Masse-Äquivalenz (1905)	143
7.1.3	Quantensprünge – die Atommodelle von <i>Bohr</i> und <i>Rutherford</i> (1910/13/17)	144
7.1.4	<i>De Broglies</i> Materiewellen (1924)	145
7.1.5	<i>Heisenbergs</i> Unschärferelation (1924/27)	146
7.1.6	Quantenzahlen – <i>Schrödingers</i> Wellenmechanik und <i>Paulis</i> Prinzip (1924-26)	147
7.1.7	Quantenchemie – <i>Paulings</i> Bindungsmodell und <i>Hückels</i> Aromatenregel (um 1930)	152
7.1.8	Als das Unteilbare teilbar wurde (Elementarteilchen und die Atomkernspaltung)	155

7.1.9	Antiteilchen, virtuelle Teilchehn und Quarks – der Elementarteilchenzoo	159
7.1.10	Novae, Neutronensterne und stellare Kernfusion	166
7.1.11	CERN und GSI: „Wir machen neue Elementarteilchen und Elemente“	170
7.1.12	Das moderne, physikalische Weltbild	172
7.2	Technik im 20. und 21. Jahrhundert	173
7.2.1	Kälte-, Ton- und Lichttechnik (Anfang des 20. Jahrhunderts) .	173
7.2.2	Die digitale Revolution – Halbleiter, Transistoren und das „web“	174
7.2.3	Energiegewinnung und –transfer.....	176
7.2.4	Moderne Mobilität – Raumfahrzeuge und E-PKW's mit GPS...	177
7.2.5	Kunststoff- und Verpackungsindustrie.....	178
7.2.6	Lebensmitteltechnologie, Pharmazie und Medizintechnik	180
7.3	Forscher und Forschungszweige der Chemie im 20. und 21. Jahrhundert	181
7.3.1	<i>Haber</i> – „Luft zum Essen“ (1909), Chemie im Spannungsfeld des 20. Jahrhunderts	181
7.3.2	<i>Staudinger</i> und <i>Watson</i> – Riesenmoleküle (1927/53)	184
7.3.3	<i>Urey</i> und <i>Miller</i> – Ursuppen-Analytik (1953).....	188
7.3.4	<i>Woodward</i> – Chinin, Blattgrün und Vitamine aus dem Labor (um 1965)	190
7.3.5	<i>Wächtershäuser</i> , <i>NASA</i> , <i>McCarthy</i> – Fremde Welten (1977/88/94)	191
7.3.6	<i>Calvin</i> , <i>Michel</i> und <i>Corey</i> – Photo- und Retrosynthesen	193
7.3.7	<i>Ramanatan</i> , <i>Crutzen</i> und der <i>Club of Rome</i> – Ozonloch und Treibhauseffekt	198
7.4	Ausblick: Forschung im 21. Jahrhundert	202
	<u>Anhang</u>	207
	Unterrichtsinhalte und Merkhilfen	207
	Lern- und Lesehinweise (Hinweise Unterrichtsmaterial und Lernhilfen für Lernende und Lehrende)	209
	Bildquellenverzeichnis	211
	Stichwortverzeichnis (Fachbegriffe, Index)	217

Chemie – aus umwerfenden Entdeckungen lernen

(Vorwort und Einführung)

Die Chemie näher kennen zu lernen, das ist eine Abfolge spannender, oft umwerfender **Entdeckungen**. Das ging großen Chemikern wie *Liebig* und *Bunsen* so ebenso wie jeder Schülerin und jedem Schüler, wenn sie einen **guten** Chemieunterricht miterleben.

Chemie ist ein wichtiges Schulfach. Ich habe es einige Jahrzehnte lang unterrichtet – und viel dabei gelernt. Chemie wird oft als schwierig und trocken empfunden, abschreckend durch abstrakte Formeln und schwer verständliche Begriffe. Doch Chemie, das sind immer spannende Entdeckungen, überraschende Erkenntnisse und fesselnde Geschichten. Von Quecksilber, Quacksalbern und Quereinsteigern, von Quanten und Quarks, von erfolglosen Goldmachern und erfolgreichen Urinverwertern wie *Hennig Brand*, dem Entdecker des „Leuchtstoffes“ Phosphor.



Abb. 1: *Hennig Brand* entdeckte 1669 das Element Phosphor, entstanden aus Urinproben. Der neu entdeckte Stoff leuchtet und verbrennt an Luft, ohne zuvor angezündet werden zu müssen. Ergriffen kniet der Entdecker nieder (Gemälde von 1771, Bildquelle gemeinfrei/siehe Anhang)

Die Geschichte der Chemie enthält (auch) Geschichte(n) von Rettern vor Hungersnot und von Voraussagen globaler Katastrophen, von Alchemisten, von Erbsenzählern und Improvisationstalenten. Das ist oft auch Spannung pur, und lehrreich dazu. Warum also nicht auch in der Schule erzählen, wer hinter Fachbegriffen steckt wie *Glaubersalz* und *Liebigkühler*, Nobelpreis und *Erlenmeyerkolben*, *Baeyerprobe* und *Bunsenbrenner*? Welche Köpfe hatten diese Ideen – und vor allem: wie kamen sie darauf?

Diese Entdeckungsgeschichten sind **Lehrprozesse** –äußerst lehrreich. Sie können das **Chemie-Kennenlernen** leichter machen und interessanter. Sie können **Neugier** wecken und die Wege aufzeigen, auf denen die Forscher/innen zu ihren Erkenntnissen gelangt sind. So weisen sie Lernenden den Weg, sich diese Erkenntnisse anzueignen – die „**Lerninhalte**“ im Chemieunterricht.

Ich finde: Dieses Potenzial sollte genutzt werden. Schließlich ermöglichen es diese Geschichten, diese Entdeckungen und Erkenntnisse mitzuerleben oder zumindest sonachzuvollziehen, dass sie effektive Lernhilfen und -beispiele für Schüler/innen werden. Sie sollten daher, so mein Plädoyer, eine Grundlage sein für die **Gestaltung von Chemieunterricht** – und somit methodische Inhalte auch für die **Ausbildung der Lehrkräfte**, die Chemie unterrichten werden.

Dieses Manuskript will auch dazu ein Impuls sein, eine Hilfe zum Lernen und Lehren, eine Anregung zur Gestaltung von Chemieunterricht. Dazu erzählt es in Teil 2 Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie. Und es zeigt zuvor in Teil 1 auf, wie und warum diese eine **Lernhilfe** sein können, für die Lernenden ebenso wie für die Lehrenden, zur Gestaltung von Unterricht. Es sind beispielhafte, oft sogar vorbildliche Lernprozesse: Sie bieten ihnen die Chance, dass das Lernen überhaupt zu einer abwechslungsreichen, interdisziplinären Expedition in die Chemie wird. Es wird zu einer Forschungsreise durch die Erkenntnisgeschichte der Naturwissenschaften insgesamt, zu einer informativ-unterhaltsamen Abenteuerreise – von der Hobbychemie in der Waschküche bis hin zur Urknallforschung im Zyklotron, vom explodierenden Laborkittel *Schönbeins* bis zum Atommeiler *Fermis* in der Squash-Halle.

Zu einer Einladung zum Kennenlernen, Entdecken und Ausprobieren.

Der Autor wünscht
Freude und Begeisterung
am Lernen und/oder Lehren von
Chemie!

Hinweis:

Dieses Manuskript ist zweigeteilt:

- Eingang wird erklärt, wie die „Früchte“ der Erkenntnis- und Wirkungsgeschichte der Naturwissenschaften gut verständlich erklärt und **didaktisch** aufbereitet werden können.
- Im zweiten Teil erzählt es dann einige **Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie**. Die Entdeckungen der Forscher/innen und Erfinder/innen habe ich dabei auch immer in den jeweiligen zeit- und wissenschaftsgeschichtlichen Zusammenhang gestellt.

(Dieses Kapitel enthält mit freundlicher Genehmigung des Verlages Auszüge aus dem Sachbuch: M. Wächter: „Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften“; Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101; online auch als ebook für 7,99€ erhältlich: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782)

Teil 1 Chemie „lernen“: Erkenntnisprozesse und Chemieunterricht

1 Chemie entdecken – in und außerhalb der Schule

1.1 Chemieunterricht als Erkenntnisgeschichte

Die Chemie kennen zu lernen, das kann ein spannender Erkenntnisprozess werden. Guter Chemieunterricht verläuft daher so, dass die Lernenden **Entdeckungen** machen, die sie nie wieder vergessen. Denn von geheimnisvoll kristallisierenden Stoffen und unerwarteten Reaktionen kann eine Faszination ausgehen, die sie ergreift und nicht wieder loslässt.

Die Lehrkraft kann den Startschuss dazu geben. Sie kann den Lernprozess anregen. Sie zeigt eine Erscheinung auf, und plötzlich kann es tief beeindruckend werden, wenn im Versuch plötzlich neongrüne oder tiefblaue Lösungen entstehen, rotglänzende Beläge oder auch süße Düfte. Wenn sich schwimmende Metallkörnchen zischend in Wasser auflösen, Flammen plötzlich rosaviolett oder gelb aufleuchten oder wunderschön geformte Salzkristalle wachsen. Wenn dann erregt nach den Gründen und Ursachen gesucht wird, warum das eine Pulvergemisch bei Wasserzugabe aufsprudelt und das andere Gemisch knallend verpufft.

Dann haben es die Lernenden in der Hand: Sie werden hellwach, hinterfragen und untersuchen das Geschehen wie ein besessener Forscher – oder sie bleiben passiv.

Neugierde ist so motivierend, dass sie zum selbstständigen Ausprobieren und Lernen angetrieben werden. Neugier zu wecken ist DAS Ziel von gutem Chemieunterricht. Generationen von neugierigen Forscherinnen und Forschern haben es erlebt:



Abb. 2: Salzkristalle aus Natur und Laborzucht. Warum weist fast jeder Feststoff eigene Kristallformen auf und bildet geometrisch geformte, typische Festkörper? (Hier die Stoffe Chromalaun, Pyrit, Kupfervitriol und Schwefel, eig. Foto)



Abb. 3: Der besessene Forscher, Szene aus dem Film *Maniac* (1934) mit *Horace B. Carpenter* als "Dr. Meirschultz" (Abb. gemeinfrei, vgl. Anhang)

Kluge Vermutungen und neugierig durchgeführte, erfolgreiche **Experimente** können zu nachhaltigen **Erkenntnissen** führen. *Learning by doing, try and error* - aus dieser Lernmethode gingen die Erkenntnisse der Naturwissenschaften hervor, ihr Wissen und ihre Erfahrungen. Die Lernenden zu motivieren und anzuleiten, dabei (auch) die Lern- und Erkenntnisprozesse der Forscher/innen und Entdecker/innen nachzuvollziehen, das ist DER Weg, "Chemie" zu lernen und zu lehren.

Leider wird er viel zu selten gegangen. Viel zu oft werden Schulen unzureichend ausgestattet, Schulklassen in ungeeignete Klassenräume oder gar Container gesteckt und ein experimentierendes Lernen unmöglich gemacht. Viel zu oft werden Schüler/innen dann auch von vorschnell präsentierten, trockenen Theorien erschlagen, abgeschreckt durch unverdaulich große Mengen an bitterem Lernstoff und von abstrakten Modellen mit nicht verstandenen Fachbegriffe und Formeln – statt angelockt zu werden durch süße Düfte wohlbemessener Lernstoffhäppchen.

Deshalb wird in diesem Buch erzählt, wie **Erkenntnisprozesse** auf dem Weg in die Naturwissenschaften abliefen (in der Geschichte der Chemie) und ablaufen können (im Chemieunterricht). Dazu wird eingangs die hierzu entworfene „Chemiedidaktik“ beschrieben: Es geht darum, zum **Forschen und Entdecken in der Schule** anzuregen, **Lernhilfen** zu geben und Wege aufzuzeigen, die die großen Forscher/innen und Entdecker/innen in der Chemie gegangen sind.

Ihre Entdeckungen und Erkenntnis-Wege werden in Teil 2 dieses Buches erzählt. Sie können dazu beitragen, zum oben beschriebenen Chemieunterricht zu führen, zum Nachvollziehen der grundlegenden, historischen Erkenntnisse aus der Welt der Stoffe und Stoffumwandlungen. Das sind die Erkenntnis- und Lernprozesse, die auch von den Lehrplänen vorgeschrieben und in Klassenarbeiten und Abschlussprüfungen abgefragt werden.

Begeisterte, mit strahlenden Augen forschende Lernende fallen nicht einfach vom Himmel. Dazu müssen die grundlegenden, historischen Erkenntnisse und Entdeckungen so beschrieben werden, dass sie verstanden und leicht nachvollzogen können, schüler/innen/gerecht formuliert und didaktisch aufbereitet.

Guter Chemieunterricht ist wichtig. Aber neben der Motivation, einer guten Lehrkraft und der passenden Unterrichtsmethoden müssen auch **die äußeren Lernvoraussetzungen** stimmen: Guter Chemieunterricht braucht die Möglichkeiten, gemeinsam auch wenigstens einfachste Experimente durchführen zu können, z.B. an Schülertischen



Abb. 4: Chemieunterricht der alten Art – das Demonstrations- und Lehrerexperiment, nachfolgend dann die Theorie in Form von Formeln. Heutiger Unterricht bezieht die Lernenden von Anfang an mit ein. Und er verfolgt und steuert ihre Lernprozesse – nicht nur über Klassenarbeiten. (Abb. Gemeinfrei, siehe Anhang – auch Folgende)

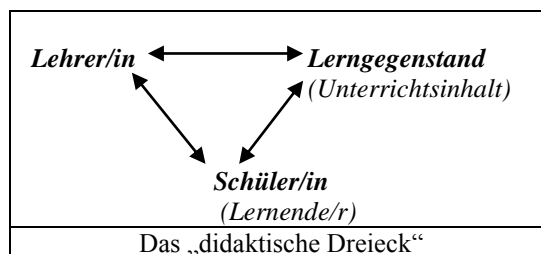
oder auch Abzügen mit Gas- und Wasseranschlüssen – und nicht nur tropckene Lehrervorträge mit eventuellen, vereinzelt Demonstrationsversuchen. (Ich hatte das Glück, nach einigen Jahren Unterrichtstätigkeit an Gymnasien an eine berufsbildenden Schule für Chemieberufe zu kommen, die gut ausgestattet war mit Laborgeräten und -räumen, mit einer gut geführten Sammlung an Schulchemikalien, mit engagierten Lehrkräften und mit interessierten Schüler/innen und Auszubildenden. Andere Lehrkräfte haben mit weniger guten Umständen zu kämpfen, in öden Klassenräumen mit alten Schiefertafeln, aber ohne Gas- und Wasseranschlüsse, mit mangelhaften Ausrüstungen oder auch mit einigen, bereits durch widrige Umstände desillusionierten Lehrkräften.). Wenn die äußeren Unterrichtsvoraussetzungen gegeben sind – gut ausgestattete Klassen- oder Laborräume mit Experimentier-Möglichkeiten – dann kann die Lehrkraft entsprechende Unterrichtsverfahren anwenden und passende Experimente durchführen lassen.

1.2 Didaktik – die „Kunst“ des Unterrichtens

Schon bald nachdem die Chemie sich als eigenständige Naturwissenschaft an den Universitäten eingerichtet hatte, begannen Überlegungen, wie sie im Unterricht an den Schulen vermittelt werden konnte. Zur Gestaltung der Lernprozesse entwarfen die Bildungsforscher die „Didaktik der Chemie“.

Didaktik (von griech. διδάσκειν *didáskein*, lehren) als die „Kunst“ oder „Lehre“ des Lernens und Lehrens ist ein Teilbereich der Pädagogik. Eine der ersten Theorien des Unterrichts als „Lehrkunst“ stammt von *Jan Amos Komenský* (Lat.: *Johann Amos Comenius*, 1592–1670). Doch zur Didaktik gehören auch neuere Lernkontexte wie die Erwachsenen- und Weiterbildung, das Lernen in beruflichen Bereichen oder der Hochschule. *Werner Jank* und *Hilbert Meyer* beschrieben Didaktik einmal so: Sie ist ein Sich-Befassen mit der Frage: „Wer was von wem wann mit wem wo, wie, womit und wozu lernen soll?“.

Grob zusammengefasst geht es um das „Didaktische Dreieck“: die drei Unterrichtskomponenten „**Lehrer–Schüler–Lerngegenstand**“, ihre gegenseitigen Abhängigkeiten im zugrundeliegenden Beziehungsgefüge, sowie die Stellung im Gesamtgefüge der jeweiligen Gesellschaft:



Lernprozesse in der Schule laufen nicht frei ab. Im Rahmen von **Unterricht** verlaufen sie immer in gelenkter Form, im Präsenzunterricht ebenso wie beim häuslichen Lernen. Daher ist es wichtig, sich beim Lernen der Umstände bewusst zu sein, unter denen schulisches Lehren und Lernen abläuft.

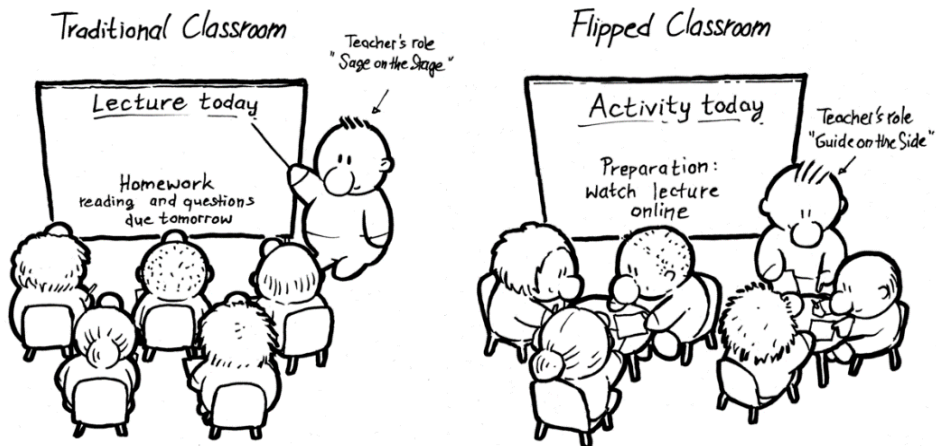


Abb. 5: Sozialformen im Unterricht; Vergleich zwischen traditionellem Unterricht im Klassenzimmer und Unterricht im umgekehrten Klassenzimmer („flipped classroom“) als Cartoon-Stil. Lehrkraft einmal als "Weiser auf der Bühne" ("Sage on the Stage") und einmal als Lernbegleiter ("Guide on the Side"); (Bildquelle: siehe Bildquellenverzeichnis im, Anhang, folgende Abb. ebenso)

Wie unterrichtet werden soll und wird, das wird in der Didaktik beschrieben und untersucht. Das bezieht sich auf alle drei Phasen von Unterricht:

1) Unterricht planen

Hier sind Lernvoraussetzungen richtig einzuschätzen, Lerninhalte auszuwählen und zu strukturieren (unter Berücksichtigung der Rahmenbedingungen). Eine Beteiligung der Schüler/innen an der Planung ist anzustreben, geeignete Medien sind auszuwählen und ihr Einsatz ist zu planen. Die Lehrkraft muss die Unterrichtsmethode auswählen, ein Unterrichtskonzept erstellen, die Voraussetzungen für das Lehren verbessern, durch Ausprobieren simulieren und trainieren und die Grenzen der Planung sehen.

2) Durchführung von Unterricht

Auch das Unterrichten selbst stellt hohe Anforderungen. Lehrkräfte müssen z.B. unter Berücksichtigung der Erwartungen der Schüler/innen/erwartungen auch den Unterprozess begleitende Wahrnehmungsleistungen erbringen und Handlungskompetenzen im Gesprächs-, Präsentations- und an Leitungsbereich besitzen.

3) Auswertung und Beurteilung von Unterricht

Zur Auswertung und Beurteilung von Unterricht sind Überlegungen zu den erwarteten Leistung zu treffen, um dann Lernerfolgskontrollen und Leistungsmessungen durchführen zu können – in Form von Hausaufgaben, schriftlichen Arbeiten und mündlichen Prüfungen. Dabei werden im Idealfall mögliche Beurteilungsfehler mit in die Überlegungen einbezogen und auch möglichst ziffernlose Zensuren als Feedback verfasst.

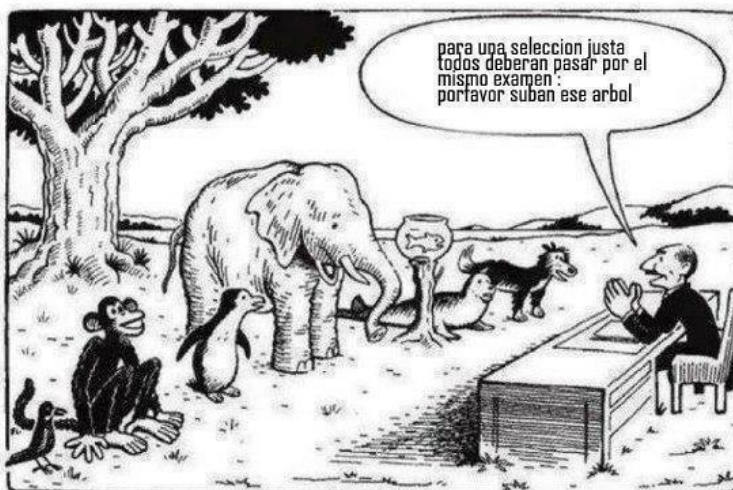


Abb. 6: Lernvoraussetzungen einschätzen und Lernerfolgskontrollen durchführen – Sprechblasentext: „Um eine gerechte Auswahl bei der Prüfung vornehmen zu können, erhalten alle Prüflinge die gleiche Aufgabe: Klettern Sie auf diesen Baum!“ (Bildquelle: Von Elena28c - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=83067803>)

Hausaufgaben werden am besten schon im Unterricht selbst zum Thema gemacht. Sie müssen schülergerecht gestellt werden, und die Schüler/innen sollten bei umfangreicheren Hausaufgaben während schwierigeren Phasen wie z. B. im Distanz- oder Hybridunterricht auch online betreut werden können. Schon im Unterricht sollte die Lehrkraft also auch das **Lernen lehren** (Hierzu finden sich Anregungen und Hilfen z.B. bei M. Wächter: **Das Lernen Lernen**. Lernhilfen für Schule und Homeschooling, für nur 8,99 Euro, Tipps für alle Fächer, für selbstständiges Lernen im Präsenz- und Distanzunterricht, epubli 2020, ISBN 9783753104713). Das geschieht z.B. auch, indem die Lehrkraft mit den Lernenden gezielt die gemachten Hausaufgaben auch bespricht, kontrolliert und auswertet. Hausaufgaben dienen schließlich auch dazu, Lernlücken zu entdecken und weitere, dem entsprechende Lernpläne zu erstellen. Auch ein Kooperieren mit Nachhilfelehrern und -lehrerinnen hilft, Lernlücken schneller und effektiver schließen zu können.

Und die Lehrkraft sollte bedenken: Unterricht verläuft niemals völlig plangemäß und reibungslos. Sie sollte es mit Humor nehmen, denn Humor zeigt „am Ernstesten und Großen das Unbedeutende und Kleine. Am Widrigen und Schlimmen hebt er das Belanglose hervor und nimmt ihm die Schärfe. Er ... fühlt es tief und mildert es ...“ (Brockhaus 1931). Der trockene Lernstoff kann mit kleinen, spritzigen Scherzen gewürzt werden. Eine humorlose Kraft, so schrieb einmal der Gymnasiallehrer und Schulreformer *Georg Kerschensteiner*, sollte „das pädagogische Amt am besten niederlegen.“

1.3 Lernprozesse im Chemieunterricht – die Fachdidaktik

Das **Schulfach Chemie** ist entstanden mit der Entwicklung der Realschulen und -gymnasien sowie der Landwirtschaftsschulen. „**Chemiedidaktik**“ ist die Didaktik für den Chemieunterricht. Als ihr Begründer gilt *Rudolf Arendt* aus Leipzig (Didaktik und Methodik des Chemieunterrichts, 1895).

Chemieunterricht wird inhaltlich und methodisch so erteilt, dass die Schüler/innen möglichst motiviert und effektiv in das Grundwissen der Chemie eingeführt werden. Die Methoden des Unterrichtens im Fach Chemie und die Inhalte des Grundwissens der Chemie werden in der Chemiedidaktik möglichst logisch verknüpft und motivierend und lernzielorientiert vorgestellt. Aus dem Grundwissen des Schulfaches Chemie wird im Unterricht zum Beispiel jeweils nur das im jeweiligen Lernkontext unbedingt Notwendige betrachtet (**Didaktische Reduktion**).

Die bedeutendsten **Schwerpunkte der Chemiedidaktik** sind:

1. Ziele und Inhalte des Chemieunterrichts
2. Umsetzung fachlicher Inhalte auf das jeweilige Niveau der Lernenden und die Kenntnis der hierfür notwendigen Bedingungen (das wird **didaktische Reduktion** oder auch Elementarisierung genannt)
3. Darbietung fachlicher Inhalte in verständlicher, zeitgemäßer und interessanter Aufbereitung (die **Methodik** der Chemiedidaktik)
4. Kenntnis der Vermittlungsformen und **Planung, Durchführung und Auswertung** des Chemieunterrichts (inkl. Überprüfung der Lernergebnisse, Lernerfolgskontrolle)
5. Herstellung und Beachtung der **Arbeitssicherheit** und Unfallverhütungsvorschriften im Chemieunterricht (**Experimente** planen, durchführen und auswerten, sicherer Umgang mit Laborgeräten und Chemikalien/Gefahrstoffen im Klassenraum ebenso wie im Chemielabor)

Weitere einzelne Aspekte und Inhalte der Chemiedidaktik sind z.B. auch:

- die **Erkenntniswege und -gewinnung** (problemorientierte Verfahren, z. B. forschend-entwickelnder Unterricht),
- das Entdecken und Erschließen der **Grundgesetze der Chemie** (z. B. durch Experimente / Schulversuche),
- die **Geschichte** der Chemie,
- die **Fachsprache** und Grunbegriffe (Ein hilfreiches Nachschlagewerk für Lernende ist hier z.B. *M. Wächter: Fachbegriffe der Chemie – Definitionen, Grundwissen und Erklärungen zum Nachschlagen und Lernen*, ISBN: 978-3-753172-14-9),
- die Prinzipien der **Lehrstoffauswahl und -anordnung** (Lehrpläne, didaktische Reduktion: Gesetze, Regeln, Erfahrungswerte),
- die Konzeptionen, Kompetenzen und Lernziele im Chemieunterricht,
- das Verhältnis von Lebenswirklichkeit und Fachwissenschaft zum Unterricht im Fach Chemie,
- Computeranwendungen und weitere Medien im Chemieunterricht (z. B. Lehrvideos, Chemielernspiele online, Modelle, Arbeitstransparente und Chemielehrbücher).

2 Unterrichtsverfahren und –methoden

2.1 Häufige Unterrichtsverfahren

Zunächst gab es im Chemieunterricht nur die „alte“ Methode – den klassischen Lehrervortrag mit etwas Unterrichtsgespräch, Hausaufgaben und Klassenarbeiten als Lernkontrollen. Bei diesem **lehrerzentrierten Frontalunterricht** blieben die Lernenden passiv-rezeptiv.

Eine der häufigsten modernen Unterrichtsmethoden in den Naturwissenschaften ist **das problemorientierte Verfahren**: Ein Problem, eine Frage wird aufgeworfen, die eine Erklärung, eine Voraussage oder die Ermittlung eines Sachverhaltes verlangt – als Beginn des Weges zum Lernergebnis, zur Problemlösung. In der Chemie geschieht das oft unter Einbeziehung eines Experimentes.

Zwei weitere, einander gegensätzliche Methoden sind **der induktive Ansatz** (Er geht weg vom Phänomen über eine Verallgemeinerung, eine Abstraktion hin zur Formulierung einer Aussage, einer Hypothese oder eines Naturgesetzes) und **der deduktive Ansatz** (Hier geht man von einer Vermutung, Hypothese oder Gesetzmäßigkeit aus und gelangt über Untersuchungen und Experimente oder auch über logisches Schließen zu einer weiteren Hypothese oder zu Folgerungen). Induktive und deduktive Schritte können auch miteinander gekoppelt werden. Das ergibt dann z.B. das empirisch-induktive oder das forschend-entwickelnde Verfahren, die im Folgenden noch gesondert vorgestellt werden.

Ebenfalls gegensätzlich sind **das analytische** und **das synthetische Verfahren**. Hierbei wird ein Unterrichtsinhalt wie z.B. die Destillationsapparatur in seiner Ganzheit betrachtet und danach in seine Einzelschritte oder -elemente zerlegt (analysiert) oder es werden Elemente unter bestimmten Gesichtspunkten zu einem Ganzen zusammengefügt (synthetisches Verfahren). Die Lehrkraft kann die Apparatur also komplett vorgeben und diese in ihre Bestandteile zerlegen lassen und dabei deren Funktion klären – oder sie zeigt die einzelnen Apparatur-Bestandteile und lässt diese von den Schüler/innen zusammenbauen und die Apparatur-Aufbauten dann durchtesten. Ein komplexer Unterrichtsgegenstand wie z.B. eine Apparatur für eine Destillation im Anfangsunterricht kann aber auch schrittweise in aufeinander aufbauenden und dem Erkenntnisprozess angepassten Stufen vermittelt werden. Das wird der **genetische Ansatz** genannt.



Abb. 7: Entdeckendes Lernen bei einem Experiment im Chemieunterricht

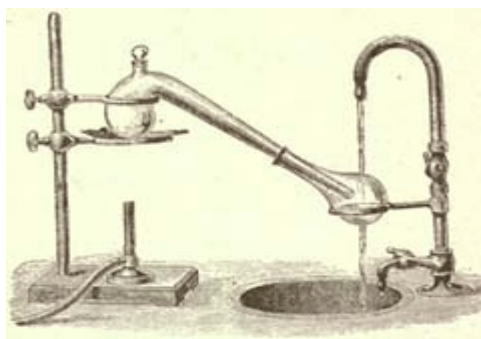


Abb. 8: Eine ganz einfache, historische Destillationsapparatur

Probleme, Überlegungen zur Problemlösung und Experimente können dabei so gestaltet werden, dass frühere wissenschaftliche Erkenntnisprozesse und Ergebnisse nachvollzogen werden („historisch-genetisches Verfahren“). Der Unterricht folgt dann einem historischen Prozess (z.B. Entwicklung von Apparaturen oder Atommodellen): das Aufbauen von Wissen wird unter Berücksichtigung der zum jeweiligen historischen Zeitpunkt vorhandenen Fakten und der historischen Zusammenhänge langsam nachvollzogen (Zur Vereinfachung sollten dabei historische Irrwege ausgespart werden).

Bei dem **konzeptorientierten Ansatz** bzw. Unterrichtsverfahren schließlich werden Zusammenhänge erarbeitet sowie Systematisierungskonzepte entwickelt und angewendet (Solche Konzepte in der Chemie sind z.B. das Stoff-Teilchen-Konzept, das Energie-Konzept, das Struktur-Eigenschafts-Konzept, das Donator-Akzeptor-Konzept oder auch und das Konzept des chemischen Gleichgewichts).

2.2 Zwei Beispiele aus der Praxis des Chemie-Unterrichts

Um vorzustellen, wie Lernprozesse im Chemieunterricht ablaufen und gelenkt können, werden hier zwei Beispiele aufgezeigt: Das forschend-entwickelnde Unterrichtsverfahren (ein Beispiel zum Thema „chemisches Gleichgewicht“) und das empirisch-induktive Verfahren (ein Beispiel aus der Elektrochemie).

Das **forschend-entwickelnde Verfahren** wird mit am häufigsten angewendet. Es wurde z.B. von den Autoren *Schmidkunz* und *Lindemann* beschrieben (in dem gleichnamigen Buch vom Paul List Verlag München bzw. Westarp Wissenschaften von 1995). Der Unterricht läuft hier immer in fünf Schritten ab:

1. Problemgewinnung
2. Überlegungen zur Problemlösung
3. Durchführung der Lösungsvorschläge
4. Verallgemeinerung der gewonnenen Erkenntnisse
5. Wissenssicherung

Zum Thema „Das chemische Gleichgewicht am Beispiel der Säurekonzentration und Reaktionsgeschwindigkeit“ würde der Unterricht in der Sekundarstufe II zum Beispiel folgendermaßen ablaufen:

1. Problemgewinnung:

Die Schüler/innen bringen Zink mit Salzsäure und Essigsäure gleicher Konzentration ($c=0,1 \text{ mol/l}$) zur Reaktion. Sie beobachten dabei eine unterschiedliche Gasentwicklung und kommen auf die Frage „Warum ist eine unterschiedliche Reaktionsgeschwindigkeit festzustellen?“. So erkennen sie das zu erforschende Problem: Warum reagiert Zink mit Salzsäure schneller als mit Essigsäure, obwohl beide Säure die gleiche Konzentration aufweisen?

2. Überlegungen zur Problemlösung

Die Schüler/innen überlegen, was sie bereits über Säuren wissen (sie reaktivieren ihre Lernvoraussetzungen) und stellen Vermutungen in Bezug auf das Problem an (Hypothesenbildung und Problemlösung).



Abb. 9: Zink reagiert mit Salzsäure (HCl)
(Bildquelle: s.Anhang)

Zunächst stellen sie dazu die Reaktionsgleichungen beider Reaktionen auf:

Gelernte Grundregel: Unedles Metall + Säure → Salz + Wasserstoff,

hier also: **Zink + Salzsäure → Zinkchlorid + Wasserstoff** bzw.: **$\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$**

Salz- und Essigsäure werden als Wasserstoffverbindungen zerlegt, so dass Wasserstoffgas entsteht. Die Frage, warum das bei gleicher Säurekonzentration unterschiedlich schnell geschieht, führt zu der Vermutung, dass bei beiden Reaktionen eigentlich Protonen H^+ bzw. Hydroniumionen H_3O^+ beteiligt sind.

Diese könnten sie in den Säuren gegebenenfalls mit Hilfe der von der Lehrkraft bereit gestellten Versuchsvorschrift nachweisen:

V1: H_3O^+ -Nachweis in Salzsäure

Chemikalien: 5 %ige HCl, NaCl-Lösung

Durchführung:

- Legen Sie einen ca. 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in ein Schälchen der Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas. Das Papier nimmt, nachdem Sie es über den Glasstab mit 1 Tropfen dest. H_2O angefeuchtet haben, einen gelblichgrünen Farbton an, dem Sie durch Vergleich mit einer Farbskala auf der Indikatorpapierbox den pH-Wert 7 zuordnen können.
- Geben Sie mit dem Glasstab auf einen zweiten Indikatorpapierstreifen 1 Tr. 5 %ige HCl. Sie beobachten eine Rotfärbung, der zugehörige pH-Wert liegt bei 1 oder kleiner als 1.
- Um zu beweisen, dass die Farbänderung durch die Hydroniumionen und nicht durch die Chloridionen der Salzsäure hervorgerufen wird, geben Sie auf einen dritten Indikatorpapierstreifen einen Tr. NaCl-Lsg. Es tritt keine Rotfärbung auf, der pH-Wert der Lsg. beträgt 7.

Hinweis: Salzsäure HCl ist die wässrige Lösung von Chlorwasserstoffgas HCl. Das Gas dissoziiert in Wasser in Ionen, ähnlich wie ein Salz: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Die abgegebenen Protonen bilden Hydroniumionen: $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ (Gesamtgleichung: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$).

Auch andere Säuren wie z.B. Salpetersäure HNO_3 reagieren so: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$.

Entsorgung: Hausmüll.

Die Schüler/innen reaktivieren ihr schon vorhandenes Wissen über Säuren:

- Säuren** sind Stoffe, die unedle Metalle angreifen. Mit Metallen bilden sie dabei Salze und Wasserstoffgas.
- Säuren können nachgewiesen werden mit Hilfe von Indikatoren und Carbonaten: **Indikatoren** sind Stoffe, die auf Säuren mit Farbumschlag reagieren; **Carbonate** sind Stoffe, die in Kontakt mit Säuren "aufbrausen", weil sie Kohlendioxidgas freisetzen).

Sie stoßen über den Hinweis in der Versuchsvorschrift oben darauf, dass die Reaktion von Säuren wie Salz- und Essigsäure mit Wasser zum Hydronium- und zum Säurerestion ein Austausch von Protonen ist – und eine Gleichgewichtsreaktion:

- Eine **Protolyse** ist eine Reaktion, bei der ein **Proton H^+ ausgetauscht** wird (Übergang eines Protons von einem Molekül auf ein anderes, das oben genannte Donator/Akzeptor-Konzept):

- Eine **Säure** gibt Protonen ab, sie ist der **Protonendonator**. (Allgemein: $\text{HA} \rightarrow \text{H}^+ + \text{A}^-$)
- Eine **Base** nimmt Protonen auf, sie ist der **Protonenakzeptor**. (Allgemein: $\text{H}^+ + \text{B}^- \rightarrow \text{HB}$)
- Eine Protolyse (Protonenaustausch) ist eine **Säure-Base-Reaktion** – eine Reaktion zwischen einer Säure und einer Base (Allgemein: $\text{HA} + \text{B}^- \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{HB}$).

Wenn sie z.B. unten in der Versuchsvorschrift unter: „Gesamtgleichung: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ “ entdecken, dass der Protonenaustausch zwischen den Säureteilchen HA (wie z.B. beim Salzsäuremolekül HCl) und dem Wassermolekül H_2O ein Gleichgewicht ist, dann können sie auch folgern, dass die umgekehrte Reaktion möglich ist – z.B. beim Verdampfen von Salzsäure ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$). Denn chemische Gleichgewichte sind Reaktionen, die in beide Richtungen ablaufen können, oder eben auch nur zu einem gewissen Teil:

(Hin-)Reaktion:	$\text{Stoff 1} + \text{Stoff 2} \rightarrow \text{Stoff 3} + \text{Stoff 4}$
Rückreaktion:	$\text{Stoff 3} + \text{Stoff 4} \rightarrow \text{Stoff 1} + \text{Stoff 2}$
Gleichgewicht:	$\text{Stoff 1} + \text{Stoff 2} \rightleftharpoons \text{Stoff 3} + \text{Stoff 4}$

Solche Gleichgewichte stellen sich beim Lösen von Stoffen in verschiedenen Lösemitteln ein, bei der Bildung und dem Zerfall von Salmiaksalz oder eben auch bei der Reaktion von Säuren mit Wasser.

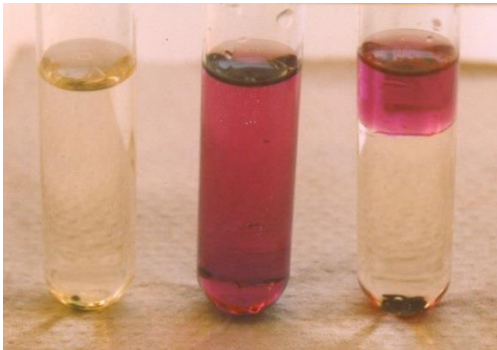


Abb. 10: Schülerversuch zur Löslichkeit und Mischbarkeit von Stoffen, hier am Beispiel der Lösungsgleichgewichte mit Iod in Wasser (links), dem fettlösenden Lösemittel Hexan und Iod (Mitte) und dem Lösemittelgemisch aus Wasser, Hexan und Iod (rechts, als „Extraktion“ von Iod mit Hexan aus Iodwasser). Zwischen den nicht mischbaren Lösungen stellt sich ein Lösungsgleichgewicht ein (berechenbar nach dem „Nernst’schen Gesetz“).

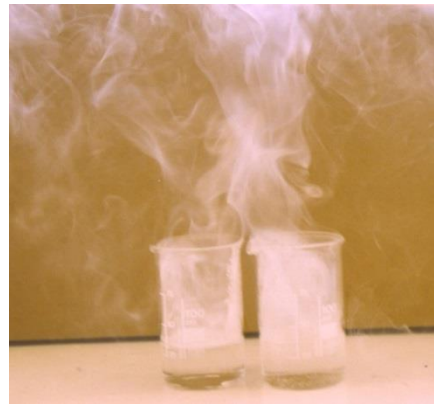


Abb. 11: Experiment unter dem Abzug: Konzentrierte Salzsäure und konzentriertes Ammoniakwasser stehen nebeneinander in offenen Bechergläsern. Die Dämpfe – zwei Gase – entweichen und reagieren miteinander zu Rauch aus Salmiaksalz. Das Salmiaksalz zerfällt umgekehrt beim Erhitzen wieder in Ammoniak- und Chlorwasserstoffgas.

Mit der Erkenntnis, dass bei der Reaktion von Wasserstoffionen aus der Säure mit Wassermolekülen chemische Gleichgewichte vorliegen (Gleichung: $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+$), können sie nun auch vermuten, dass **unterschiedliche Wasserstoffionenkonzentrationen $c(\text{H}^+)$ bzw. Hydroniumkonzentrationen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$** in den beiden Säuren vorliegen (denn die Salzsäuremoleküle HCl und die Essigsäuremoleküle CH_3COOH bzw. $\text{H}(\text{CH}_3\text{COO})$ könnten ja unterschiedlich stark mit den Wassermolekülen reagieren). Dies könnten sie mit Hilfe einer Messung der pH-Werte oder auch der Leitfähigkeit überprüfen.

3. Durchführung der Lösungsvorschläge

Die Schüler/innen überlegen nun, wie sie den pH-Wert oder auch die Leitfähigkeit bestimmen können. Hierzu werden vor der praktischen Umsetzung des Versuches Überlegungen bezüglich Material und Durchführung angestellt, die Messungen durchgeführt und die Messwerte notiert. Die Ergebnisse werden im Anschluss an die Experimente vorgestellt und bezüglich der Problemfrage diskutiert.

4. Verallgemeinerung der gewonnenen Erkenntnisse

Sie berechnen aus ihren Messwerten die Hydroniumionenkonzentrationen. Es wird für Essigsäure das Protolysegleichgewicht formuliert, die Protolysekonstante (Säurekonstante) und evtl. auch der Protolysegrad berechnet und das Kennzeichen schwacher Säuren herausgestellt. Im Idealfall erstellen sich die Lernenden eine Lernzusammenfassung und halten das Gelernte fest, je nach Lernvoraussetzungen und Klasse z.B. in Form folgender Merksätze:

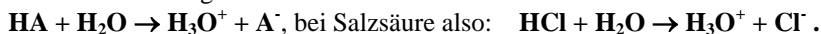
1) **Der pH-Wert** ist ein Maß für den **Säuregrad** einer Lösung:

pH < 7 = sauer, pH 7 = neutral, pH > 7 = basisch (alkalisch).

Er gibt die Stoffmengen-Konzentration c an H_3O^+ -Ionen in mol/L wieder, jedoch in Form der Hochzahl mit umgekehrtem Vorzeichen (negativer dekadischer Logarithmus). Daher gilt:

$$\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ und: } c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}.$$

2) Bei **starken** Säuren HA geben fast 100% der Moleküle ihre H^+ ab:



3) Bei schwachen Säuren wie z.B. Essigsäure reagiert nur ein kleiner Teil zu Ionen:



Bei **schwachen** Säuren wie z.B. Essigsäure geben die Moleküle zu nur wenigen % ihre H^+ ab. Hier z. B. zu nur ca. 1% (d.h. $\alpha \approx 0,01$). Eine Essigsäure der gleichen Anfangskonzentration von $c_0(\text{HAz}) = 0,01 \text{ molHAz/L} = 10^{-2} \text{ mol/L}$ enthält also viel weniger an H_3O^+ (hier also gerundet nur: $0,0001 = 10^{-4} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 4$).

3) **Protolysegrad** $\alpha = c(\text{A}^-)/c(\text{HA}) \cong 1,00 = 100\%$ heißt: Eine Salzsäure der Anfangskonzentration $c_0(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol HCl/L}$ enthält die gleiche Konzentration an H_3O^+ (zum Beispiel also: $0,01 = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = 2$).

4) Für starke Laugen gilt entsprechend: **pOH = - log c(OH⁻)** sowie in wässriger Lösung: **pH + pOH = 14.**

5) Bei der Verdünnung um das Zehnfache ändert sich der pH-Wert um eine Stufe. Beispiele siehe folgende Tabelle:

Tabelle: Beispiel für pH- und pOH-Werte:

Lösung	Charakter	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$, mol/L	pH	$c(\text{OH}^-)$, mol/L	pOH
Salzsäure (konz)	Sehr stark sauer	$1,0 = 10^0$	0	$0,000000000000001 = 10^{-14}$	14
Kaffee	Schwach sauer	$0,00001 = 10^{-5}$	5	$0,000000001 = 10^{-9}$	9
Wasser (+20°C)	Neutral	$0,0000001 = 10^{-7}$	7	$0,0000001 = 10^{-7}$	7
Seifenlauge	Schwach basisch	$0,0000000001 = 10^{-10}$	10	$0,0001 = 10^{-4}$	4
Ammoniakwasser (konzentriert)	Stark basisch (alkalisch)	$0,000000000001 = 10^{-12}$	12	$0,01 = 10^{-2}$	2

5. Wissenssicherung

Zur Überprüfung des gelernten Wissens kann nun die Protolysekonstante einer weiteren schwachen Säure soll aus Messwerten berechnet werden - das neu entdeckte, problemlösende Wissen wird auf ein weiteres Beispiel angewendet (Übertragung, Transfer).

Das **empirisch-induktive Verfahren** läuft in folgenden fünf Schritten ab:

1. Sammeln und Ordnen von Einzelbeobachtungen und Fakten
2. induktiver Schritt
3. spekulativer Schritt (Formulierung einer Hypothese)
4. deduktiver Schritt (Folgerungen)
5. Prüfung der Folgerungen

Hier ein Beispiel zum Thema Elektrochemie, ebenfalls aus der Sekundarstufe II. Wenn als Unterrichtsthema elektrische Spannungen und Redoxreaktionen ansteht, dann kann der Unterricht hierzu folgendermaßen verlaufen:

1. Sammeln und Ordnen von Einzelbeobachtungen und Fakten

Zwischen zwei Stäben aus unterschiedlichen Metallen, die in Säuren, Laugen oder Salzlösungen tauchen, kann sich eine elektrische Spannung aufbauen. Ein solches System wird „galvanisches Element“ genannt (Möglichkeit zum Bezug auf die Entdeckungsgeschichte der Chemie: nach *Luigi Galvani*, dem Entdecker). Umgangssprachlich nennt man das auch „Batterie“ oder „Akku“.

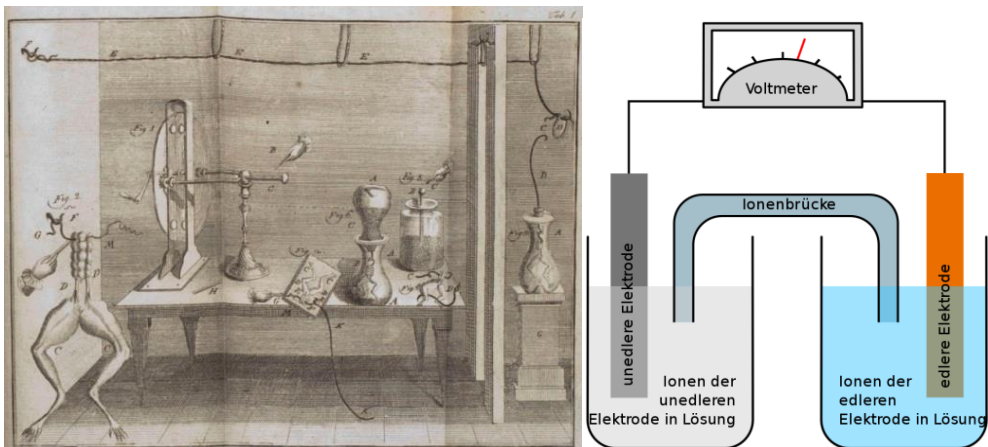


Abb. 12: Links *Galvanis* Froschschenkel-Experiment, rechts das aus diesem Experiment heraus entwickelte *Galvanische Element* (Bildquelle s. Anhang)

Verschiedene Metall-/Metallsalzsysteeme lassen sich kombinieren und führen zu unterschiedlichen Spannungen.

Die Schüler/innen können diese Erkenntnis, so weit sie nicht als Lernvoraussetzung aus dem vorherigen Unterricht bekannt ist, z.B. aus folgenden Versuchen nach folgender Versuchsvorschrift gewinnen:

V1: Elektronenabgabe von Kohlenstoff und Zink an Kupfer(II)-ionen

- Erhitzen Sie im Reagenzglas ein gut gemörstertes Gemisch aus zwei Spatel Kupfer(II)-oxid-Pulver CuO zusammen mit zwei Spateln Holzkohlepulver bis zur Glut.
- Geben Sie ein Stück Zinkblech in ein Reagenzglas mit ca. 2 mL Kupfersulfat-Lösung CuSO₄. Lassen Sie das Gemisch ca. 60 min stehen und kontrollieren Sie es danach auf eventuelle Veränderungen (ggf. frische Vergleichsprobe danebenstellen).

Entsorgung: Abfallbehälter Schwermetalle flüssig, ebenso bei den folgenden Versuchen.

V2: Elektronenübertragungen zwischen weiteren Metallen und Kationen

Untersuchen Sie in kleinen Reagenzglasversuchen jeweils das Verhalten von etwas metallischem ...

- Kupferblech in verdünnter Lösung von Eisen(III)-sulfat,
 - Eisenwolle oder -nagel in verdünnter Lösung von Kupfersulfat,
 - Zinkblech oder -granalien in verdünnter Lösung von Blei(II)-acetat und von
 - Magnesiumband in verdünnter Lösung von Blei(II)-acetat.
- d) Wiederholen Sie Schritt b) mit Magnesiumband statt Eisen. Vergleichen Sie die Heftigkeit der Reaktionen b+d.

Hinweise: Metallisches Blei reagiert weder mit Eisen(III)-sulfat- noch mit Zinksulfatlösung. Mit Kupfer(II)-nitratlösung reagiert es unter Bildung eines braunen Belages auf dem sich langsam auflösenden Blei. Kupfer hingegen reagiert auch nicht mit Bleisalzlösungen. Lediglich in AgNO₃-Lösung entsteht ein schwarzer Belag auf dem Kupfer, während sich die AgNO₃-Lösung selbst langsam blau färbt.

Auswertung: Versuchen Sie, die in V.1b und 2 verwendeten und genannten Metallkationen der Reihe nach in steigendem Bestreben, in den metallischen Zustand überzugehen, anzuordnen.

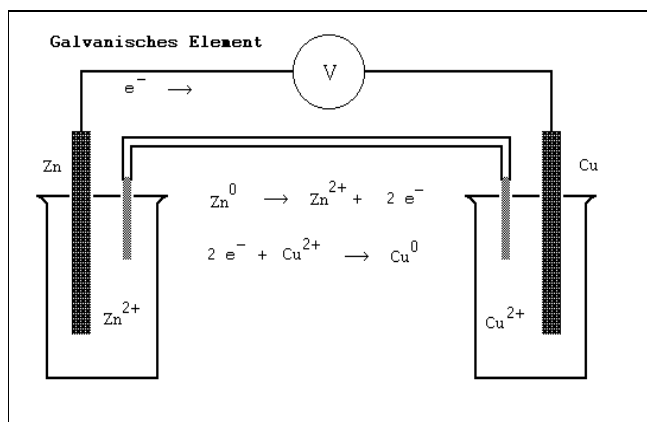
V3: Räumliche Trennung von Elektronenabgabe und -aufnahme

Übergießen Sie in einem kleinen Becherglas ein Stück Stangen-zink mit verd. Schwefelsäure. Die Wasserstoffentwicklung ist relativ gering. Berühren Sie die Zinkstange nun mit einem Kupferblech und beobachten Sie.

Hinweis zur Auswertung:

Informieren Sie sich darüber, was ein Galvanisches Element ist, und beschreiben Sie, welche Teilreaktion

hier wo stattfindet (an der Oberfläche des Kupferbleches und der des Zinkbleches). Wodurch unterscheidet sich Ihre Versuchsanordnung von der im Bild rechts gezeigten? (Das eingekreiste V symbolisiert hier ein Voltmeter zur Messung der elektrischen Spannung, der Minuspol entsteht am Kupferblech)



(Zitiert aus: M. Wächter, Laborpraktikum Analytische Chemie LAC. Ein Arbeitsbuch Chemie für Schule und Studium, epubli, ISBN 978-3-7502-7007-7, S. 66)

Diese „Vorversuche“ zeigen den Schüler/innen, dass Elektronen zwischen Salzen edlerer Metalle und unedleren Metallen ausgetauscht werden können – bei Feststoffen ebenso wie in Lösungen (V.1). Das regt dazu an, verschiedene Metalle zu vergleichen (V. 2) und die Bereiche von Elektronenabgabe und -aufnahme in V.3 als räumlich getrennt zu erkennen (Galvanische Elemente).

2. induktiver Schritt

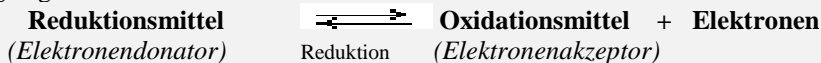
Mit Hilfe der Vorkenntnisse oder Versuchsbeobachtungen und deren Auswertung ergeben sich die Lernvoraussetzungen für den nächsten Schritt: Das Ordnen der Systeme nach steigender Spannung (elektrochemisch messbar über galvanische Elemente!) führt zur Spannungsreihe (Redoxreihe) der Metalle. Hierfür können nun Merksätze formuliert und Regeln aufgestellt werden (zunehmendes bzw. abnehmendes Reduktions-/ Oxidationsverhalten):

!!! Wichtig zu wissen

Wenn negative, elektrische Ladungen übertragen werden, dann liegen **Redoxreaktionen** vor (*charge transfer reaction*). Diese Reaktionen sind daran erkennbar, dass sich **Oxidationszahlen** ändern.

Ein Vorgang, bei dem die Oxidationszahl reduziert wird (durch Elektronenaufnahme kleiner wird), wird als **Reduktion** bezeichnet. Bei einer **Oxidation** werden Elektronen (negative Ladungen) abgegeben – die Oxidationszahl wird größer.

Oxidationsmittel haben ein hohes Bestreben, Elektronen **aufzunehmen** – Reduktionsmittel hingegen geben sie ab:



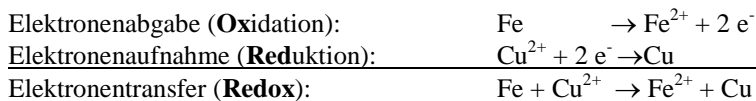
Ein System, in dem zwei unterschiedliche Metalle über eine Elektrolytlösung miteinander in Kontakt sind, wird als **Galvanisches Element** bezeichnet.

In einem **galvanischen Element** laufen Reduktion und Oxidation räumlich getrennt in zwei Halbzellen ab.

Wenn dieser Ladungstransfer durch Einwirkung eines äußeren Zwanges umgekehrt wird, dann bezeichnet man diesen Vorgang als **Elektrolyse**. In der Regel werden bei einer Elektrolyse Ionen entladen – Kationen an der Kathode (am Minuspol, durch Reduktion), Anionen an der Anode (am Pluspol, durch Oxidation).

Es können auch weitere Kombinationen von Metallen ergänzt werden:

Eisen – zum Beispiel ein Eisennagel – reagiert ebenso in Kupferchloridlösung wie Zink: Es gibt Elektronen ab, so dass Eisen-II-Kationen Fe^{2+} in Lösung gehen, und Kupfer-II-Ionen Cu^{2+} nehmen die Elektronen auf, so dass ein brauner Kupferbelag auf dem Eisennagel abgeschieden wird:



Formal der gleiche Redoxvorgang läuft auch ab, wenn Eisenpulver mit Kupferoxidpulver erhitzt wird (Feststoff-Reaktion).

Kupfer-II-Ionen bewirken, dass das Eisen Elektronen an sie abgibt, dass es oxidiert wird. Sie sind Oxidationsmittel. Unedle Metalle wie Eisen, die Elektronen an den Reaktionspartner abgeben und ihn somit reduzieren, sind Reduktionsmittel.

Als Oxidationsmittel bezeichnet man Stoffe, die ein hohes Bestreben haben, Elektronen aufzunehmen – Reduktionsmittel hingegen geben sie ab. Oxidationsmittel nehmen also Elektronen auf, ihre Oxidationszahl wird kleiner (reduziert). Redoxreaktionen sind daran erkennbar, dass sich die Oxidationszahlen der Reaktionspartner ändern.

Über die aus den Normalpotentialen erstellbare "**Spannungsreihe der Metalle**" lässt sich nun sagen, welche Metalle das jeweils stärkere Reduktionsmittel darstellen – eine Reihe, die etwa folgendermaßen aussieht: **K Na Mg Al Zn Fe Sn Cu Ag Au Pt**.

Nun kann sich hier auch ein weiterer Schritt anschließen, z.B. Vermutungen über die Verknüpfung weiterer Nichtmetallsysteme (z.B. Sauerstoff oder Halogene) mit dem bisher bestehenden System der elektrochemischen Redoxreihe.

Entsprechendes lässt sich ggf. auch für Nichtmetalle ermitteln: **S J Br Cl F**. Auch die Redoxpotenziale zeigen es an: Fluor ist das stärkste aller elementaren Oxidationsmittel. Die **Stärke eines Oxidationsmittels** (sein "**Redoxpotential**") wird in galvanischen Elementen im Vergleich zur Normalwasserstoffelektrode gemessen. Hier tauchen zwei Metallstücke M+N (**Elektroden**) in einmolare Elektrolytlösungen. Die Metallstücke werden über einen elektrischen Leiter miteinander verbunden, die Lösungen über ein ebenfalls mit Salzlösung gefülltes Glasrohr (**Salzbrücke**). Somit schließt sich ein Stromkreis und an es lässt sich über einen Spannungsmesser ablesen, dass hier eine elektr. Spannung abgreifbar wird - eine "Batterie" ist entstanden, in der nun der Strom über den elektr. Leiter von einer Halbzelle zur anderen fließt.

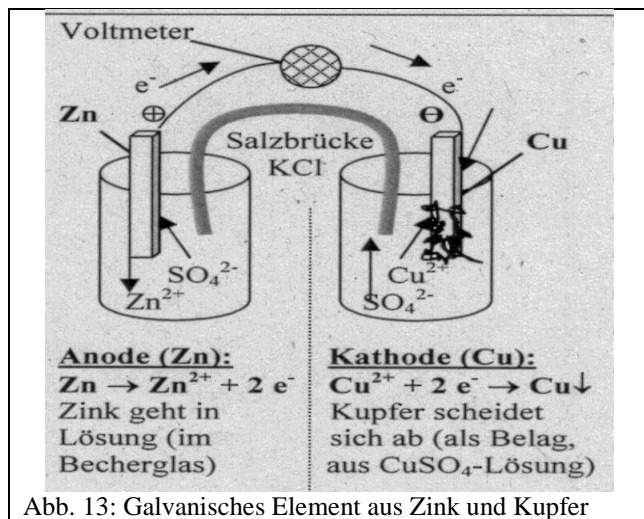


Abb. 13: Galvanisches Element aus Zink und Kupfer

3. spekulativer Schritt (Formulierung einer Hypothese)

Über den Vergleich der unterschiedlichen Reaktionen z.B. von Zink, Eisen und Kupfer mit einer verdünnten Säure lässt sich vermuten, dass auch ein System Wasserstoff/Wasserstoffionen existiert, das vor dem System Cu/Cu^{2+} und hinter dem System Fe/Fe^{2+} einzuordnen wäre.

4. deduktiver Schritt (Folgerungen)

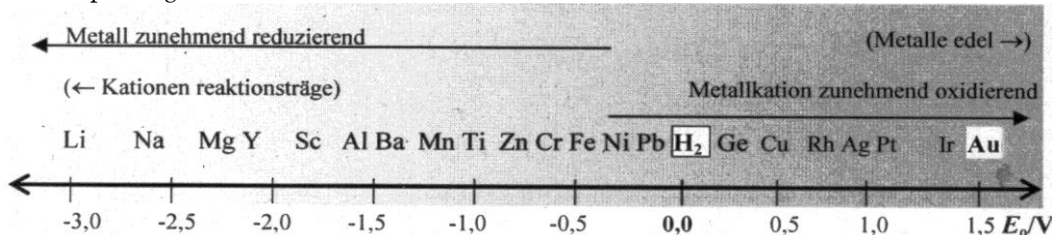
Trifft diese Vermutung zu, dann müssten in entsprechenden galvanischen Elementen ($\text{Fe}/\text{Fe}^{2+} // \text{H}_2/2\text{H}^+$ bzw. $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+} // \text{H}_2/2\text{H}^+$) Spannungen gemessen werden, deren Summe gleich der Spannung zwischen den Systemen Fe/Fe^{2+} und Cu/Cu^{2+} ist, wobei einmal das positive Vorzeichen beim System $\text{H}_2/2\text{H}^+$ und im anderen Fall beim System Cu/Cu^{2+} festzustellen wäre.

5. Prüfung der Folgerungen

Die entsprechenden galvanischen Elemente werden aufgebaut und die Spannungen gemessen.

6. Erweiterung der bestehenden Regel

Die Redoxreihe der Metalle wird um das Nichtmetallsystem Wasserstoff erweitert und das Reduktions- bzw. Oxidationsverhalten eingeordnet. Das Wasserstoff-Element kann sogar als Nullpunkt gewählt werden:



Die **Normalwasserstoffelektrode (NWE)** besteht - anstelle von "metallischem" Wasserstoff in 1molarer Salzsäure - aus einem Platinblech, welches von unten mit Wasserstoffgas umspült wird. Dieses kann vom Platin aufgesaugt werden. Die gasumspülte Pt-Elektrode verhält sich nun so wie "metallischer" Wasserstoff. Jedes andere Element (z.B. Zn in ZnSO₄-Lösung, 1mol/L) baut nun im Vergleich zur NWE eine ganz charakteristische Spannung auf, die als "**Redoxpotential**" bezeichnet wird. Im galvanischen Element Zn/Zn²⁺/H⁺/H₂ würde ja die Säure das Metall Zink nach der Gleichung $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$ anätzen (Redoxreaktion). Daher gibt hier das Zink seine Elektronen über den Metalldraht an das Platinblech ab. An dessen Oberfläche reagieren die Protonen der Säure mit diesen Elektronen zu Wasserstoffgas. Zum Ladungsausgleich wandern gleichzeitig die Anionen der Säure über die Salzbrücke in die Zink-Halbzelle. So lange Strom fließt, wird also die Konzentration des Zinksalzes zunehmen, die der Säure abnehmen - ganz so, als ob man Zink direkt in die Säure gegeben hätte. Nur, dass hier Reduktion und Oxidation räumlich voneinander getrennt worden sind.

(Mehr zum Thema z.B. in: M. Wächter, Chemie im Distanzunterricht, Band 4: Redoxreaktionen - Energie aus chemischen Reaktionen, epubli, ISBN 9783753165028, S.10-36 und in: M. Wächter, Üb(er)legungsaufgaben Chemie, Band 3: Physikalische Chemie, ISBN 9783748539476, S. 117f)

Zwei weitere, ähnliche Unterrichtsmethoden sind der **handlungsorientierte Unterricht** und der Projektunterricht. Als „handlungsorientiert“ bezeichnet man ein Unterrichtskonzept, das den Schüler/inne/n einen handelnden Umgang mit den Lerngegenständen ermöglichen soll, bei dem materielle oder soziale Tätigkeiten den Mittelpunkt des Lernprozesses bilden. Der Unterrichtsprozess geht im handlungsorientierten Unterricht von den Erfahrungen der Schüler aus. Er hat das Ziel, die Schüler **zum selbstständigen und eigenverantwortlichen Handeln** zu führen. Die Schüler/innen werden von Anfang an an der Planung, Durchführung und Auswertung von Unterricht beteiligt. Und es wird gehandelt: Der übliche Sitzplatz, die Klasse bzw. die Schule wird verlassen, um Erfahrungen zu machen, Informationen zu sammeln und Erkenntnisse zu gewinnen (Beschrieben wird dieses Konzept z.B. bei Gudjons, Herbert: Handlungsorientiert Lehren und Lernen, Klinkhardt 1997).

Der handlungsorientierte Unterricht wird deshalb oft als **Projektunterricht** gestaltet. Ein Unterrichts-Projekt ermöglicht den Schüler/inne/n Mit- und Selbstbestimmung bei der Auswahl der Unterrichtsthemen und Inhalte, Festlegung der Unterrichtsziele, Bestimmung der Methoden, bei der Durchführung, Erarbeitung der Probleme und Ergebnisse und Beurteilung der geleisteten Arbeit, wobei nicht zuletzt die Ergebnisse des Unterrichts über Anwendungen konkret überprüfbar werden.

Typische **Phasen des Projektunterrichts** sind:

1. Festlegung eines Themas und der Projektgruppe (Projektinitiative /Anregung und Auseinandersetzung mit der Projektinitiative),
2. Festlegung der Inhalte, Ziele und Methoden (Entwicklung des Projektplans),
3. Projektdurchführung,
4. Ergebnissicherung, Beurteilung und Präsentation (als Abschluss des Projektes).

(Die Methode Projektunterricht wird z.B. beschrieben bei Münzinger/Frey (Hrsg.): Chemie in Projekten, Aulis 1994, und bei Duvinage/Demuth, Projektorientierter Chemieunterricht, Praxis der Naturwissenschaften Chemie 8/1994; das sogenannte **wissenschaftspropädeutische Lernen** ist ein methodisches Lernen, das darauf hin zielt, dass sich die Schülerinnen und Schüler grundlegende wissenschaftliche Erkenntnis und Verfahrensweisen systematisch erarbeiten. Der Unterricht ist daher so zu gestalten, dass die Schülerinnen und Schüler lernen, eine Aufgabenstellung selbständig zu strukturieren, die erforderlichen Arbeitsmethoden problemangemessen und zeitökonomisch auszuführen, Hypothesen zu bilden und zu prüfen und die Arbeitsergebnisse angemessen darzustellen).

3 Die Besonderheit „historischer“ Unterrichtsverfahren

3.1 Vorteile des historisch-problemorientierten Chemie-Unterrichts

Historische Informationen und Arbeitsweisen können der Strukturierung, Problemorientierung und Durchführung von Chemieunterricht dienen und die Lernenden motivieren. Dabei kann man streng chronologisch vorgehen (das ist oft mühsam) oder historisch-biografisch (indem gezeigt wird, welche großartige Leistung ein/e Erfinder/in oder Entdecker/in im gesellschaftlichen Umfeld der Zeit erbracht hat). Effektiver ist es jedoch, wenn der Unterricht **historisch-problemorientiert** verläuft und die **Entwicklung einer wissenschaftlichen Erkenntnis** über die Zeit in der Geschichte der Chemie verfolgt.

Im Unterricht auf spannende Episoden aus der Geschichte der Chemie zu blicken lohnt sich: An historischen Beispielen kann verfolgt werden, wie Theorien „erfunden“ werden (z.B. Säure-Base-Theorie und Atombau). Das Kennenlernen des Menschen in den Forscher/innen verringert die emotionale Distanz zum Fach Chemie. Und es wird deutlich, wie die Forscher/innen beeinflusst wurden von gesellschaftlichen Strömungen und kulturellen Einflüssen der jeweiligen Zeit. Oft tauchen auch konkurrierende Theorien auf, die die gleiche Erscheinung erklären sollen, und die Lernenden erkennen so die begrenzte Gültigkeit von Theorien (das *Bohr'sche* Atommodell erklärt z.B. die Emissionsspektren, nicht jedoch Molekülstrukturen). Die historisch-problemorientierte Methode bietet sich sowohl für einen lehrerzentrierten Unterricht an (die Lehrkraft erzählt spannende Episoden) als auch für das selbständige Arbeiten von Lernenden (z.B. mit aufbereiteten Texten, z.B. aus Teil 2 dieses Buches).

Spannende Episoden aus der Geschichte zu recherchieren, das ist jedoch sehr aufwendig. Es erfordert Geschick in der Handhabung historischer Arbeitsmethoden. Damit Lehrende und Lernende sich diese Mühe ersparen können, gibt es die Möglichkeit, z.B. auf ein sorgfältig recherchiertes, unterhaltsam erzählendes Sachbuch zurückzugreifen – die „Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften“ (Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101; wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782).

3.2 Kritik am historisch-problemorientierten Unterrichtsverfahren

Der historisch-problemorientiertere Chemieunterricht wird gelegentlich auch kritisiert. Die Wege der Chemie seien in der Geschichte zu kompliziert, heißt es, und voller Irrtümer und Sackgassen. Ein Nachzeichnen dieser Wege verwirre die Lernenden. Doch das muss nicht so sein: Lehrende sind schließlich dazu da, geeignete Beispiele auszuwählen, aufzuarbeiten und deren Einsatz zu dosieren. Es heißt auch, die Geschichte der Chemie würde so als eine Art „Steinbruch“ missbraucht; man nehme sich nur die Teile und Inhalte mit, die man gerade brauchen könnte. Doch das ist nicht nur in Ordnung so, es muss auch so sein („Didaktische Reduktion“!), zudem ist das bei allen Wissenschaften so. Das "Historische" sollte allerdings auf besonders **geeignete** Fälle, in denen man über interessante historische Informationen verfügt, beschränkt bleiben, und nicht für die Darbietung umfangreicher Stoffgebiete der Chemie verwendet werden. Teil 2 dieses Buches erzählt einige solcher „besonders geeigneten Fälle“.

Ein solches Beispiel ist der Redoxbegriff: „Oxidation“ wurde erst als Reaktion mit Sauerstoff definiert (*Lavoisier*) und erst später dann als Elektronen-Abgabe erkannt. Auch das Säure/Base-Konzept ist so ein Beispiel: Es hat gute Gründe, dass das *Arrhenius*-Konzept erst vom *Brønsted*- und später dann vom *Lewis*-Konzept abgelöst wurde: Der Erkenntnisprozess schritt voran. Ein drittes Beispiel ist die Aufklärung der Struktur des Benzolmoleküls: *Kekulé*'s Strukturvorschlag wurde erst einmal verspottet, bevor man die Genialität und Richtigkeit seiner Überlegungen anerkennen musste.

3.3 Das historisch-genetische Verfahren

Aus dem historisch-problemorientierten Unterrichtsverfahren ging das **historisch-genetische** Verfahren vor. Hier wurden zwei Linien zusammen gebracht, die parallel in sehr ähnlichen Schritten verlaufen:

1. die Entwicklung der Wissenschaft Chemie bei Lernprozessen eines Individuums und
2. die Entwicklung der Erkenntnisse der Chemie im Verlauf ihrer Geschichte

Das Zusammenbringen dieser beiden Linien führte zu der Erkenntnis, dass die Schwierigkeiten von Lernenden häufig auch die Schwierigkeiten der Forscher früherer Zeiten waren. Aus diesem Grunde wurde das historisch-genetische Unterrichtsverfahren in weiten Kreisen zum bevorzugten Verfahren überhaupt. Es wurde angelehnt an das „genetische“ Verfahren von *Martin Wagenschein* (1896 – 1988), einem deutschen Physiker und Pädagogen. *Wagenschein* hatte sich in der Fachdidaktik engagiert. Er war von 1923 bis 1957 im staatlichen Schuldienst tätig, aber auch viele Jahre an der privaten Odenwaldschule tätig.

Das hat ihn lebenslang begeistert. 1938 wurde er Mitglied der NSDAP, doch 1947 wurde er entlassen, weil er bei den Schülern „selbständiges Denken in jeder Hinsicht begünstigt“ und „damit einen starken aktiven Widerstand“ geleistet hat. Er entwickelte das Prinzip des repräsentativen oder exemplarischen Lernens und prägte die Redewendung „Mut zur Lücke“. Später wurde sein Ansatz als „**genetisches Lernen**“ beschrieben. Er kritisierte den bestehenden Schulunterricht. Dieser, so *Wagenschein*, orientierte sich an der starren Systematik der Fachwissenschaft und produziere ein oberflächliches Vorratslernen, statt sich an lebenden Problemen abzuarbeiten und ernsthafte Bildung zu erreichen.

Er empfahl das **genetische Prinzip**: „Pädagogik hat mit dem werdenden zu tun: mit dem werdenden Menschen und – im Unterricht, als Didaktik – mit dem Werden des Wissens in ihm“.

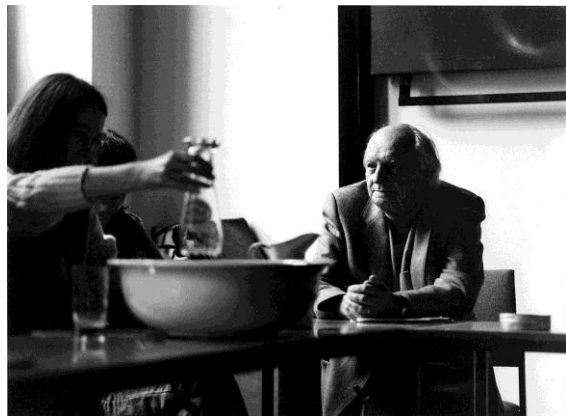


Abb. 14: *Wagenschein* bei einer legendären Vorführung seines Lehrkunst-Beispiels „*Pascals* Barometer“, Darmstadt 1983 (Bildquelle: s. Anhang)

Dazu seien aber drei Dinge notwendig: a) produktive Findigkeit, d. h. angesichts unerwarteter Aufgaben klärende Einfälle zu haben, b) eine Einwurzelung in der Umwelterfahrung und c) ein kritisches Denkvermögen, sowohl sich selbst als auch der Sache gegenüber.

Um diese Ziele im Unterricht zu erreichen, bedürfe es zweier Grundlagen: Erstens herausfordernder, aufschließender Probleme (innerlich bewegender und fachlich weittragender Fragen, die sich aus der Sache bzw. aus der Natur heraus erheben und zum Denken auffordern) und zweitens der Geduld und Muße, bis, wie er es nannte, ein Thema „zündet“ und „von der Sache ausgehend, nicht vom Lehrer, ein Sog entstehe, der gewisse Teile des Lehrstoffes ansauge“.

Wagenschein sprach sich dafür aus, den 45-minütigen Unterrichtstakt durch einen „Epochenunterricht“ zu ergänzen. Die übliche, darlegende und vom Lehrervortrag geprägte Form des Unterrichts müsse durch lehrreiche Gespräche (nach dem Beispiel des Philosophen *Sokrates*) ersetzt werden. Und die Auswahl des Lehrstoffes dürfe nicht mehr fachsystematisch erfolgen, sondern müsse beispielhaft erfolgen, exemplarisch: „Das Einzelne, in das man sich hier versenkt, ist nicht Stufe, es ist Spiegel des Ganzen.“

3.4 Der neue Ansatz: historisch, genetisch, hauptproblemorientiert

3.4.1 „Hauptproblemorientiert“ – das neu erkannte Problem

Wenn die Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie in den Chemieunterricht einbezogen werden sollen, so kann ganz besonders **eine neue, historische Entdeckung** nicht unberücksichtigt bleiben – die Entdeckung der Gefahr, die die gesamte Menschheit betrifft. Sie ist das neu erkannte Problem, das **Hauptproblem**, dem sich die Menschheit stellen muss.

Die *American Association for the Advancement of Science* als weltweit größte wissenschaftliche Gesellschaft bestätigt es: 97 % aller Klimatologen sind sich einig, dass ein vom Menschen verursachter Klimawandel stattfindet – die **Globale Erwärmung** ist Fakt. Und sie wird **bedrohliche Ausmaße** annehmen, und ihre Ursache ist die CO₂-Emissionen durch die Verbrennung fossiler Energieträger, durch Änderungen der Landnutzung, Brandrodung und die Entwaldung, und die Emission weiterer Treibhausgase wie Methan und Tetrafluormethan (aus Quellen wie der Landwirtschaft, Aluminiumherstellung u.a.).

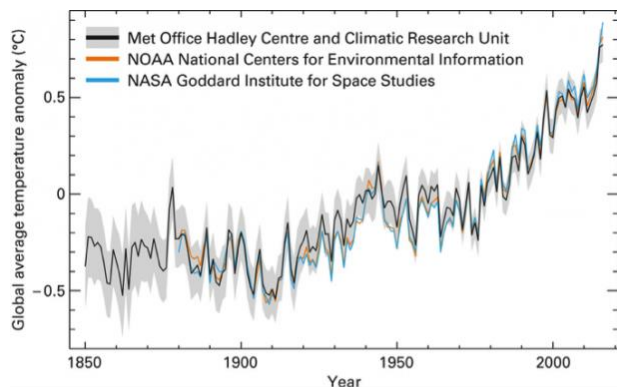


Abb. 15: Anstieg der weltweiten Durchschnittstemperatur seit der industriellen Revolution
(Bildquelle: *World Meteorological Organization* – s.Anhang)

Es droht eine Verschiebung der Klima- und Vegetationszonen, ein weitgehendes Abschmelzen der antarktischen und grönländischen Eisschilde und der entsprechendem Anstieg des Meeresspiegels um mehrere Dutzende Meter. Dann aber werden auch küstennahe Großstädte in Gefahr sein, wie Hamburg, Amsterdam, Tokio und New York. Durch die Globale Erwärmung drohen Extremwetter, Dürre- und Überschwemmungskatastrophen, Zusammenbrüche ganzer Ökosysteme – und in der Folge davon Ernte- und Produktionsausfälle, Hungersnöte, soziale Ungleichheit und Unruhen, Pandemien und Kriege. Das betrifft jeden Menschen.

Der Klimawandel wird zum Hauptproblem der Menschheit, seine Ursachen und seine Vermeidung oder zumindest Minderung. Weltweite Proteste kommen bereits in Gang – gegen die, die Klimaschutz missachten. Wie schaffen wir eine „klimaneutrale“ Gesellschaft? Ein problemlösendes Vorgehen wird gesucht. Weltweit.



Abb. 16: Klimaleugnung – eine Karikatur (Bildquelle: s.Anhang, ebenso Folgende)

Auch Bildungsplaner und Schulbücher greifen den Klimawandel auf: Ein zeitgemäßer, problemorientierter Chemieunterricht muss dieses relativ neu erkannte Hauptproblem zum Inhalt nehmen (sozusagen „hauptproblemorientiert“ sein).



Abb. 17: Eine Klimaschutz-Demo 2019 am Brandenburger Tor

Die Suche nach der Problemlösung „Klimawandel begrenzen und vermeiden“ geht folgenden Einzelfragen nach:

- 1) Woher kommt der von Menschen verursachte Klimawandel und was bewirkt er? (Unterrichtsinhalte: Wirkung der Treibhausgase, Folgen der Globalen Erwärmung)
- 2) Welche Klimagase gibt es und woher kommen sie? (Unterrichtsinhalt: Herkunft der Treibhausgase: Fossile Brennstoffe, Betonherstellung, Aluminiumgewinnung, Verpackungsindustrie, Fleischproduktion und –konsum, Verkehr, Regionalisierung der Wirtschaft statt Globalisierung)
- 3) Wie und wodurch lassen sich die Ursachen des Klimawandels (wie z.B. das Auftreten der Klimagase) vermeiden? (Unterrichtsinhalte: Erneuerbare Energien, alternative Produktionstechniken, Wasserstoff-Wirtschaft, neue Landwirtschaftsformen, geändertes Konsumverhalten)
- 4) Mögliche Beiträge dazu durch einzelne Konsumenten, Gesellschaften und Industriezweige (inkl. Chemieindustrie).

In Bezug auf das Hauptproblem “Klimawandel” müssen ein historisch-problemorientierter und historisch-genetischer Chemieunterricht zu einem neuen Ansatz kommen. Ein Neuansatz ist es, das Hauptproblem “Klimawandel” immer dann mitzubedenken, wenn es mit dem jeweiligen Unterrichtsgegenstand zu tun hat. Und mitzubedenken, wie es zur Erkenntnis der Globalen Erwärmung und ihrer Ursachen kam – und eben auch naturwissenschaftlicher Erkenntnissen überhaupt.

3.4.2 Die historische Genese der naturwissenschaftlichen Erkenntnisgewinnung

Der schwedische Physiker und Chemiker *Svante August Arrhenius* (1859-1927 in Stockholm) erhielt 1903 den Nobelpreis für Chemie. Er hatte bewiesen, dass in Wasser gelöste Salze als Ionen vorliegen. 1895 hatte er zudem eine **Theorie zum Treibhausgaseffekt** vorgestellt: Kohlenstoffdioxid könne die infraroten Wärmestrahlen des von der Erde abgestrahlten Lichts aufnehmen (absorbieren) und durch viel Kohlenstoffdioxid könne sich das Erdklima schließlich aufheizen, ins Besondere bei zu umfangreicher Verbrennung fossiler Energieträger wie Kohle, Öl und Gas.

Leider erwies sich seine Theorie als wahr: Die Ursache der Globalen Erwärmung wurde bewiesen, als

Messungen einen konstanten Anstieg des CO₂-Gehaltes der Luft ergaben, welcher ebenso groß ist wie der konstante Anstieg der weltweiten, mittleren Durchschnittstemperatur. Bekannt war der Treibhauseffekt sogar schon länger: Der französische Mathematiker und Physiker *Joseph Fourier* entdeckte ihn schon 1824. Auch er vermutete damals, dass die Erdatmosphäre isolierende Eigenschaften besitzt, die einen Teil der einfallenden Wärmestrahlung daran hindert, in den Weltraum zurückgestrahlt zu werden. 1862 konnte der britische Naturforscher *John Tyndall* über präzise Messungen Wasserdampf und Kohlenstoffdioxid als einige für den Treibhauseffekt verantwortlichen Gase identifizieren. Doch durch menschliche Aktivitäten stieg der Anteil in der Erdatmosphäre von damals ca. 280 parts per million (ppm, Teile pro Million zu Beginn der Industrialisierung) weiter auf inzwischen rund 415 ppm im Jahr 2019 (NOAA-Messstation Mauna Loa in Hawaii), und der Klimawandel trat ein.

Das ist der typische Weg, auf dem naturwissenschaftliche Erkenntnisse gewonnen werden: Die Bildung von Vermutungen, Theorien und **Hypothesen** und deren anschließende **Überprüfung** durch systematische Beobachtungen, Experimente und Messungen. Als Auswertung ergibt sich, dass die anfängliche Vermutung (Hypothese) zutreffend war (Fachbegriff: „Verifizierung“), widerlegt worden ist („Falsifizierung“) oder abgeändert werden muss („Modifizierung“).

Dieser Weg zur naturwissenschaftlichen Erkenntnis wurde schon im 13. Jahrhundert entdeckt. *Roger Bacon* (ca. 1220 bis 1292, genannt *Doctor Mirabilis*, lat. „wunderbarer Lehrer“) widmete sich der Mathematik (inklusive Astronomie und Astrologie), der Alchemie und Optik und dem Erlernen von Sprachen und der experimentellen Forschung. Herumzuexperimentieren war eine damals absolut unübliche Tätigkeit, doch *Bacon* versuchte trotzdem,

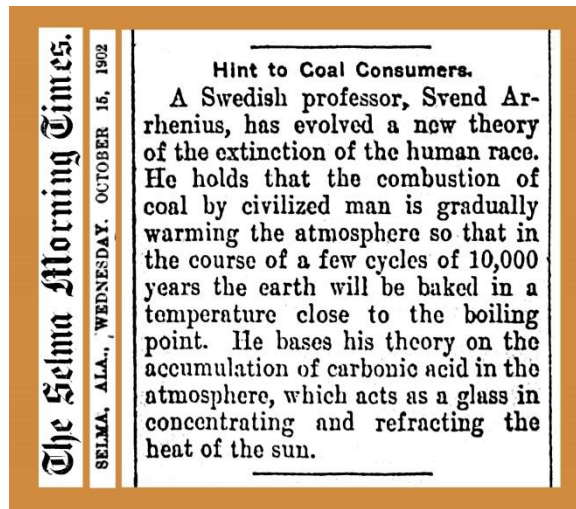


Abb. 18: Dieser Zeitungsartikel von 1902 beschreibt die Theorie von *Svante Arrhenius*, nach der die Kohleverbrennung eine Globale Erwärmung verursachen könnte.

ein System der Erfahrungsphilosophie zu errichten. Er sah auf dem Weg zur wahren Naturerkenntnis vier *offendicula* (Hindernisse): 1. Respekt vor Autoritäten, 2. Gewohnheit, 3. Abhängigkeit von den markt gängigen Meinungen der Menge und 4. Unbelehrbarkeit unserer natürlichen Sinne. Dazu forschte er selber und vertrat empirische, experimentelle Methoden (*Scientia experimentalis*). Er entdeckte die Gesetze der Spiegelung, untersuchte die Position und Größe von Himmelskörpern, das Zustandekommen des Regenbogens, die Herstellung von Schwarzpulver (das bei ihm eine der frühesten Erwähnungen im lateinischen Westen fand und dessen Anwendung als Kinder-Feuerwerkskörper erwähnt wurde) und den Zusammenhang der Gezeiten mit der Stellung des Mondes. Er soll sogar die Brille erfunden und die Erfindung von Mikroskopen, Teleskopen und fliegenden Maschinen vorausgesagt haben. Es sei schwer, zwischen Magie und (empirischer) Wissenschaft zu unterscheiden, meinte *Bacon*. Doch er glaubte, die Mathematik sei die Basis aller Wissenschaft:

„Alle Dinge des Himmels können nur durch Quantitäten erfasst werden, wie in der Astronomie ganz offensichtlich. Über Quantitäten aber handelt die Mathematik. [...] Nur mit Hilfe der Mathematik kann man wirklich wissen und alle anderen Aussagen verifizieren, denn in jeder Wissenschaft ist nur so viel an Wahrheit enthalten, wie in ihr Mathematik steckt.“

Das Vertrauen auf eigene Erfahrungen und Untersuchungen führte zu einer neuen, empirisch-experimentelle Methode *Bacons* (*Scientia experimentalis*). Er schrieb:

„*Sine experientil nihil sufficienter sciri potest*“ – Ohne Erfahrungen und Experimente kann man in den Naturwissenschaften nichts Zureichendes wissen. [...] Mittels dreier Methoden können wir etwas wissen: durch Autorität, Begründung und Erfahrung. Die Autorität nützt nichts, wenn sie nicht auf Begründung beruht: Wir glauben einer Autorität, sehen aber nichts ihrerwegen ein. Doch auch die Begründung führt nicht zu Wissen, wenn wir nicht ihre Schlüsse durch die Praxis (des Experiments) überprüfen. [...] Über allen Wissenschaften steht die vollkommenste von ihnen, die alle anderen verifiziert: Es ist das die Erfahrungswissenschaft, die die Begründung vernachlässigt, weil sie nichts verifiziert, wenn nicht das Experiment ihr zu Seite steht. Denn nur das Experiment verifiziert, nicht aber das Argument.“

Nur **eigene Untersuchungen, Erfahrungen und Messungen** könnten Lehren über die Natur als richtig erweisen (Beweis, Verifikation) oder als falsch entlarven (Falsifikation, Widerlegung von Hypothesen). Das **Experiment** wurde zur wichtigsten Arbeitsmethode in den späteren Naturwissenschaften.

Nur zweihundert Jahre später wurde das Weltbild der Menschen durch bedeutsame Untersuchungen, Erfahrungen und Entdeckungen total umgeworfen: *Kolumbus* entdeckte 1495 eine „Neue Welt“, *Magellan* umsegelte 1522 die Erde (ein Beweis ihrer Kugelgestalt!) und auch die Vorstellung vom Aufbau des Himmels änderte sich auf Grund neuer Erfahrungen. *Nikolaus Kopernikus* (1473-1543) beobachtete den Lauf der Wandelsterne (Planeten) vor dem Hintergrund der Fixsterne, entdeckte die scheinbare Rückwärtsbewegung der Planeten am Himmel und konnte mit Hilfe dieser Entdeckung beweisen, dass die Erde um die Sonne kreist (statt umgekehrt). Noch zu Lebzeiten von *Kopernikus* hatte der Beweis für die Kugelgestalt der Erde vorgelegen (Die der Fahrt *Magellans* anfangs zugrunde liegende zu geringe Berechnung des Erdumfanges wurde damit korrigiert) – und nun auch der Beweis für die Bewegung der Erde.

Diese umwerfenden Erkenntnisse damals waren Ergebnisse „eigener Untersuchungen, Erfahrungen und Messungen“, der naturwissenschaftlichen Arbeitsweise schlechthin. Auch in der Chemie hat diese Arbeitsweise dann zu umwerfenden Erkenntnissen geführt.

3.4.3 Chemie-Geschichte im Chemie-Unterricht

Die Geschichte der Chemie im Chemieunterricht gehört deshalb in den Chemieunterricht mit hinein:

„Die Geschichte der Chemie ist eine Seite in der Geschichte menschlichen Geistes. Und in Beziehung auf ihre Entstehung und Entwicklung gibt es keine, welche merkwürdiger und lehrreicher wäre, als die Geschichte der Chemie.“ (Justus Liebig in den Chemischen Briefen 14, S. 26).

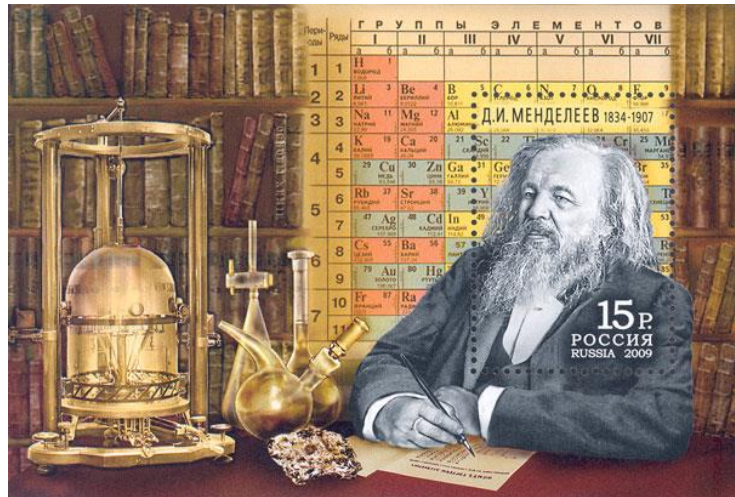


Abb. 19: *Dmitry Mendelejew*, der Entdecker des chemischen Periodensystems der Elemente – Inhalt jeden Chemieunterrichts. Hier ist er mit seinem „Periodensystem“ auf einem russischen 15-Rubel-Briefmarkenblock abgebildet.

Auch der berühmte Chemiker *Wilhelm Ostwald* beklagte das „Fehlen des historischen Sinns und der Mangel an Kenntnis der großen Arbeiten, auf denen das Gebäude der Wissenschaft ruht“. Und der Physiker *Ernst Mach* betonte: „Am besten werden die bescheidenen Anfänge der Wissenschaft uns deren einfaches, stets gleichbleibendes Wesen enthüllen“ und der Oldenburger Chemielehrer und -didaktiker *Rudolf Winderlich* forderte 1913, die Geschichte der Chemie „als **Grundgedanken für den Aufbau eines methodischen Lehrgangs**“ zu betrachten. Das historisch-genetische Verfahren hilft also, am jeweiligen „Problem“ orientierte und mit Hilfe der Geschichte der Chemie strukturierte Unterrichtskonzepte zu entwickeln.

Der Psychologe *D.C. Berliner* fordert: „**Effektives** Lernen heißt Geschichten einzubeziehen“. *Wagenscheins* Kurzerzählung „Der Ruf des Rabens“ ist ein Musterbeispiel für die problemorientierte Erkenntnisgewinnung einer Fünfjährigen (Er denkt, dass der Schall „wie ein Ball durch die Luft geflogen kommt“). Sie erfolgt in Phasen wie im problemorientierten Unterrichtsverfahren auch: Erkennen von Problemen, Entwickeln von Lösungsstrategien, kritisches Methodenbewusstsein zum Aufbau einer rationalen Grundhaltung, Ausbauen von Kommunikationsfähigkeit, Teamfähigkeit und Kreativität – das sind Schlüsselqualifikationen unserer Gesellschaft.

Doch äußern Schülerinnen und Schüler über Naturwissenschaften? Es heißt, der Naturwissenschaftler habe keine sozialen Kontakte, keine anderen Interessen und keine Hobbys. Besonders unangenehm im Chemieunterricht seien chemische Formeln. Chemie sei „eindeutig künstlich“ und für das künftige Leben weniger wichtig (Die TIMS-Studie zeigte, dass nur 30 % der deutschen Schüler Naturwissenschaften als wichtig empfanden, jedoch 95 % in Singapur, 82 % in Japan, 80 % in England und 75 % in den USA).

Das Fach Deutsch liegt dagegen oft an der Spitze der Beliebtheitskala. Es wird ins Besondere als interessant empfunden, weil dort Diskussionen geführt und Texte besprochen werden. Das zeigt: Es ist hilfreich, die Geschichte der Chemie den Chemieunterricht einzubauen. Die historische Dimension der Chemie kann für den problemorientierten Chemieunterricht über geeignete Texte und Experimente genutzt werden, um ihn lebensnäher und verstehbarer zu machen.

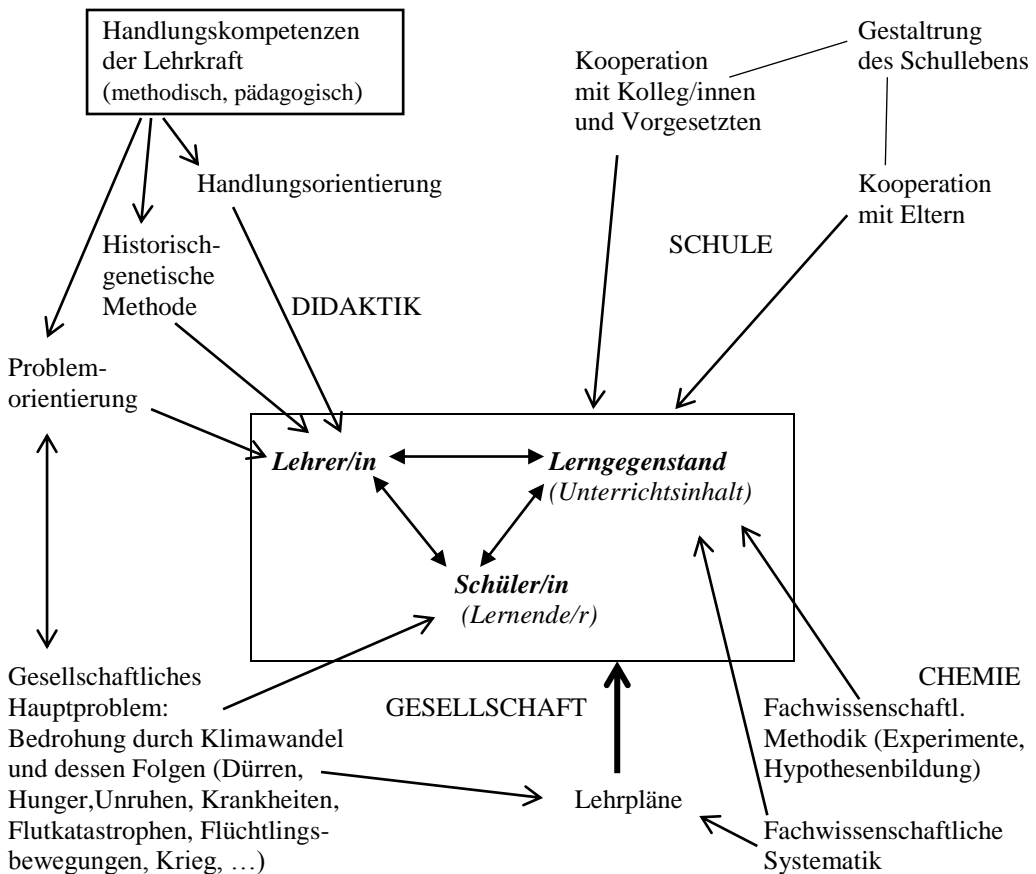
Das Entstehen (die Genese) von Erkenntnissen und Problemlösungen, die naturwissenschaftliche Erkenntnisgewinnung und ihr jeweiliges gesellschaftliches Umfeld bekommen durch die **Lektüre ausgewählter, historischer Texte** sogar eine entscheidende Rolle im Unterricht (Als mögliche Materialquelle hierfür entstand das oben genannte Buch *M. Wächter*: Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften). Den Schüler/innen kann Hilfe der Geschichte der Chemie der **Erkenntnisweg** zwischen experimenteller Erfahrung (Empirie) und spontanem Vermuten (Spekulation) deutlich werden, wie sie zu einem tieferen Verständnis von naturwissenschaftlicher Problemlösung und Theoriebildung finden: Sie sehen die Veränderlichkeit und Begrenztheit von Theorien und Modellen. Sie können erkennen, dass ihre eigenen Schwierigkeiten und Probleme häufig auch die der Wissenschaftler vergangener Epochen waren. Und sie werden hinein- und gefangengenommen von dem wirklichen, erregenden Forschungs- und Entdeckungsprozess und lernen die **Menschen** kennen, die die Chemie geprägt haben. Eine menschliche Komponente wird so in den Unterricht eingebracht - durch erzählende Komponenten über die Forscher/innen und ihre Zeit erreicht werden. Das zeigt, dass Chemie eine der größten Kulturleistungen der Menschheit ist (*Justus Liebig* drückte es 1844 so aus: „Die Chemie führt den Menschen ein in das Reich der stillen Kräfte, durch deren Macht alles Entstehen und Vergehen der Erde bedingt ist.“).

3.5 Problemorientierung als Lernanreiz und -hilfe

Der **historisch-genetisch-(haupt)problemorientierte Unterricht** entfaltet seine **methodische Wirksamkeit** ganz besonders übrigens dann, wenn in der Phase der Hypothesenbildung kein wirklich fruchtbarer und tragfähiger Gedanke bei den Schüler/inne/n entstehen kann. Sie beginnen zu knobeln, zu rätseln und nach Lösungen zu suchen. Der historisch-problemorientierte Unterricht versucht so, einen Teil der historischen Problemsituation nachzuvollziehen und ihnen mittels geeigneter Textstellen Hilfen zur Problemerkfassung und Problemlösung an die Hand zu geben – so dass er in der Lage kommt, Teilschritte des Lösungswegs wieder allein zu gehen. Oft ist es die historische Persönlichkeit, der Wissenschaftler selbst, der dann seine Gedanken über das Problem offenbart.

Geschichten über die Forscher/innen, ihre Entdeckungen und ihr gesellschaftliches Umfeld gehören somit zum methodischen Konzept des historisch-problemorientierten Chemieunterrichts. „Ein Diamant ist unvergänglich“, behauptet die Werbung. Doch ist es nicht spannend, wenn – wie einst *Lavoisier* bei seiner Diamantenverbrennung – zum Beispiel festgestellt bzw. nachvollzogen wird, dass Diamanten wie Holzkohlepulver aus reinem Kohlenstoff bestehen? (Dieser für die Schüler/innen überraschende Sachverhalt ermöglicht ihnen gleichzeitig die grundlegende Erkenntnis, dass die Eigenschaften von Stoffen nicht die „Eigenschaften von Atomen“ sind.) Oder wenn die Schüler/innen die gesellschaftliche oder technische Bedeutung einer chemischen Reaktion mitentdecken.

Die didaktische Einbettung des neuen Ansatzes (historisch, genetisch, hauptproblemorientiert) könnte so skizziert werden, dass sich um das „Didaktische Dreieck“ „Lehrer–Schüler–Lerngegenstand“ folgendes Beziehungsgefüge anordnet:



3.6 Beispiele aus der Praxis „historischer“ Unterrichtsverfahren

Die Entwicklung der Erkenntnisse über das Atom kann im Unterricht zum Beispiel gut aufgezeigt und nachvollzogen werden, indem in Klasse 8 und 9 an den Entdeckungen von *Dalton* und *Avogadro* 1809/1811 angesetzt wird (hierzu als Beispiel wie im Arbeitsheft „Elemente, Periodensystem, Atombau“ aus der Reihe „Chemie im Distanzunterricht“, Band 2 für 12,99€, Verlag epubli, ISBN 978-3-7531-4816-8 auf Seite 16-25+29ff), über die von *Loschmidt* 1857/66 fortschreitet (ebenda S.30) und zu dem legendären Aufeinandertreffen von *Mendelejew*, *Bunsen* und *Kiurchhoff* 1860 kommt (zur Atomgewichtsidee und dem Periodensystem, ebd. S.41f+55ff) – und mit der Bestätigung dieser Anordnung durch *Moseley* 1913 abschließt (ebd. S.45f), verfeinert dann durch *Bohrs* Atommodell (ab 1910, vgl. ebd. S. 57f).

Die Einführung in die Chemie der Kohlenwasserstoffe kann dann in Klasse 9 oder 10 ebenfalls über sehr gut nachvollziehbare, historische Erkenntnisse zunächst von *Erlenmeyer* und *Couper* 1858 vorgenommen werden (die Vierbindigkeit und Selbstverknüpfung des Kohlenstoffs; hierzu zum Beispiel wie im Arbeitsheft „Kohlenstoffverbindungen – eine Einführung in ihre Vielfalt“ aus der Reihe „Chemie im Distanzunterricht“, Band 6, 12,99€, epubli, ISBN 978-3-7531-7853-0 auf Seite 25), von *Erlenmeyers* nachfolgende Erkenntnis der Mehrfachbindungen 1862 (ebd. S. 59), *Loschmidts* Idee ringförmiger Kohlenwasserstoffe 1861 und *Kekulé's* Entdeckung der Benzolformel 1872 (ebd. S.63).

Vier weitere, konkrete Beispiele aus der Unterrichtspraxis sollen zeigen, wie dieser Ansatz „historischer“ Unterrichtsverfahren aussehen kann:

3.6.1 Chemie statt Hefe

Ein Beispiel aus dem Anfangsunterricht in Chemie zu den chemischen Eigenschaften von Stoffen kann der Vergleich von **Brause- und Backpulver** sein. Beide Stoffe dürften den Schüler/innen bekannt sein: In den *Harry-Potter*-Romanen von *J. K. Rowling* nimmt *Albus Dumbledore* gern *Scherbert Zitrone* zu sich, ein englisches Zitronenbonbon mit Brausepulverfüllung („*Sherbet lemon*“ wurde zum das Passwort für den Zutritt zu *Dumbledores* Büro im zweiten Band „*Harry Potter und die Kammer des Schreckens*“). Und in *Günter Grass'* Roman *Die Blechtrommel*, eine typische Schullektüre im Deutschunterricht, verrührt *Oskar Matzerath* Brausepulver mit seiner Spucke und lässt seine Geliebte *Maria Truczinski* diese Mischung aus ihrer Hand saugen – um sie später aus Marias Bauchnabel zu schlürfen... Wenn der Unterricht historisch-genetisch UND (haupt)problemorientiert verläuft, steht zu Beginn also die Bildung der **Hypothese**:

Warum geht ein Teig auf – und wie bekommt man das schneller hin als mit Hefe?

Durch das Anfertigen und Ausprobieren eigener Mischungen entdecken die Schüler/innen zunächst, dass der Stoff Natriumhydrogencarbonat (E500, häufig auch Natron genannt) mit säurehaltigen Stoffen zu einem Gas bzw. Kohlen-säure reagieren kann, und dass es auch als Backtriebmittel dieses Gas freisetzen kann. Weshalb sollte man die Experimente der Lernenden im Unterricht nicht auch mit einigen Zusatzinformationen aus der Geschichte vergleichen?

Das Backpulver aus der Backabteilung im Supermarkt kennen alle vor allem als weißes Pulver. Es wird beim Backen von Kuchen, Brot u.a. gebraucht, deren Teige schön aufgehen sollen. Doch woher kommt es eigentlich? Eine kleine Erzähl- und Geschichtsstunde könnte hier eingeschoben werden: Das Backpulver wurde im 19. Jahrhundert vom US-amerikanischen Chemiker *Eben Norton Horsford* erfunden, der beim deutschen Chemiker *Justus von Liebig* gelernt hatte. *Horsford* stieg bald auch in die Produktion ein. Er gründete die *Rumford Chemical Works* und verkaufte es unter dem Namen *yeast powder* (Hefepulver), veränderte schließlich die Rezeptur und ließ es sich als ein *baking powder* (Backpulver) patentieren.



Abb. 20: Werbung für Dr.-Oetker-Produkte 1903

Im US-amerikanischen Bürgerkrieg, wo schnell Nahrung beschafft werden musste, wurde das Backpulver für Brot sehr wichtig: *Horsford* musste seine Fabriken ständig erweitern. *Justus von Liebig* verbreitete es bald auch in Deutschland, während der Hungersnot in Ostpreußen im Jahr 1868. Der Bielefelder Apotheker *August Oetker* begann 1891 damit, kleine Portionen Backpulver in seiner Apotheke zu verkaufen. Doch statt das Pulver nur für die Großproduktion von Brot zu verwenden, bewarb *Oetker* es auch fürs private Kuchenbacken. Sein „Backin“ füllte er in kleine Tütchen ab, ging 1898 in die Massenproduktion über und erhielt 1903 sein Patent.

Es besteht aus einem Backtriebmittel (dem Natriumhydrogencarbonat), einem Säureträger (Dinatriumdiphosphat, E450) und einem Trennmittel (Maisstärke). Letzteres ist nötig, um Feuchtigkeit zu binden, denn sonst entfaltet das Backtriebmittel schon zu früh seine Wirkung. In etwas Wasser (besonders gut ist Sprudelwasser) aufgelöstes Backpulver kann ebenso wie Brausepulver ein hervorragendes Putzmittel sein, z.B. gegen Dreck in Fugen: Das Natriumhydrogencarbonat (Natron) ist ein hervorragender Fettlöser und neutralisiert Säuren, wenn das Natron genug Zeit zum Einwirken hat. In Anwesenheit von Feuchtigkeit (Wasser aus den Backzutaten) reagiert das Natron mit der Säure. Diese chemische Reaktion setzt das Kohlenstoffdioxidgas frei: Kleine Gasbläschen entstehen und der Teig wird aufgelockert, ähnlich wie bei der Verwendung von Pilzen der Backhefe im Hefeteig und Bakterien im Sauerteig. Das **Backpulver verkürzt die Zubereitungszeit** beträchtlich, denn Hefepilze und Bakterien benötigen zur Gasentwicklung wesentlich mehr Zeit als die schnelle, chemische Reaktion von Carbonat und Säure im Brausepulver. So entsteht das CO₂-Gas wesentlich schneller – und hier kann dann auch das Problem „Klimawandel“ thematisiert werden: Das Treibhausgas CO₂ entsteht ja auch immer schneller und umfangreicher durch menschliche Tätigkeiten (Verkehr, Industrie) als durch natürliche Vorgänge wie Atmung und Gärung.

Das Gelernte – die Reaktion von Natron mit Säure zu CO₂-Gas – kann auf ein weiteres Beispiel angewendet werden. Der Vergleich mit Brausepulver zeigt: Auch die Mischung aus Natron und Weinsäure oder Zitronensäure jedenfalls reagiert in Wasser zu einem Salz (Natriumtartrat bzw. Natriumcitrat) und Kohlensäure. Diese zerfällt wieder weiter in Wasser und das Kohlenstoffdioxidgas, das das Getränk zum Sprudeln bringt (Im Backofen, Waffeleisen oder der Fritteuse beginnt sich das Natron bei Temperaturen über 80 °C dann auch zu zersetzen: Aus Natron wird dabei Soda und Wasserdampf).

3.6.2 Ein antiker Akku

Ein zweites Beispiel für ein „historisches“ Unterrichtsverfahren ist eine Unterrichtseinheit zur Elektrochemie. In Kap. 2.2 wurde eine Einheit vorgestellt, in der die Reaktion von Zink mit Salzsäure genutzt wurde, um die elektrochemische Spannungsreihe und Galvanische Elemente im Unterricht zu untersuchen. Alternativ kann hier der Ausgangspunkt die elektrosierende Entdeckung der **Bagdad-Batterie** sein (auch „Batterie der Parther“ genannt). *Wilhelm König* fand 1936/38 bei Ausgrabungen in den 2000 Jahre alten Ruinenhügeln parthischer Hauptstädte seltsame Apparate. Sie bestanden aus einer Tonvase, in dem ein unten und oben geschlossenes Kupferrohr stand, in das ein durch einen isolierenden Asphaltpropfen isoliert gehaltener Eisendorn ragte. Diese Anordnung erregte die Phantasie der Forscher/innen:

Sie war wie eine elektrochemische Zelle, und sie kann im Unterricht so nachgebaut werden, wie es auch die Forscher/innen taten. Denn wenn man diese Eisen-Kupfer-Zellen mit z.B. einer wein-, zitronen- oder essigsaurigen Salzlösung befüllt und der Luftsauerstoff ungehinderten Zutritt hat, dann funktionierte sie wie eine Batterie – nur dass man im Unterricht wohl eher Bechergläser als Tongefäße einsetzen wird. Der Chemiker und Altertumsforscher *Dr. Paszthory* und *Dr. Eggert* vom Rheinischen Landesmuseum in Bonn nahmen an, die Nutzung der seltsamen Apparate habe damals wohl eher scheinbar „magischen Zwecken“ gedient – doch Andere dachten, es könnte sein: Die Bagdad-Batterie war eine elektrochemische Zelle, gefertigt vor 2000 Jahren!



Abb. 21: Die Bagdad-Batterie, Zeichnung der Fundstücke: Tongefäß, Kupferzylinder und Eisenstäbchen.

3.6.3 „Es brauset die Luft“ – Reaktionsgeschwindigkeit und Wasserstoff-Wirtschaft

Als *Henry Cavendish* (1731-1810) 1766 ein Metallstück in Schwefelsäure löste, entdeckte er, dass dabei eine Art Luft entstand. Diese künstliche Luft war sogar entzündlich, so bezeichnete er sie als *inflammable air* (Auch *Boyle* hatte sie um 1760 beobachtet, und Zeitgenossen beschrieben ihre Versuchsbeobachtung begeistert mit „Es brauset die Luft!“).

Diese Entdeckung kann im historisch-problemorientierten Unterricht zum Ausgangspunkt einer Unterrichtsreihe zum Thema „**Das chemische Gleichgewicht am Beispiel der Säurkonzentration und Reaktionsgeschwindigkeit**“ genommen werden (Vgl. hierzu den Unterrichtsgang nach dem forschend-entwickelnden Verfahren in Kap. 2.2). Unter Einbezug der historischen Erkenntniswege kann das Thema so auf- und ausgebaut werden, dass die Entdeckungen früherer Forscher nachvollzogen werden, hier in Bezug auf Säuren, Wasserstoffionen, Chlorwasserstoff und chemische Gleichgewichte.

Den Lernenden kann dazu z.B. der folgende Buchauszug zur Verfügung gestellt werden (aus Michael Wächter: *Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften*, Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101, preiswerter auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782). Dieser Text hilft den Lernenden, ihre Lernvoraussetzungen zu folgenden vier Themenbereichen zu reaktivieren: (1) Ionen und deren Reduktion, (2) Salzsäure, (3) Gleichgewicht / Massenwirkungsgesetz und (4) Leitfähigkeit(smessung) in Ionenlösungen:

(1) *Sir Humphry Davy* (1778-1829) war Holzschnitzersohn und Apothekerlehrling, ... Er ... nutzte als einer der ersten den elektrischen Strom aus der *Volta-Säule*, um chemische Experimente durchzuführen. Er leitete den Strom in Wasser, doch in reinem Wasser blieb bei seinen Versuchen die Bildung von Säuren und Basen aus, die er beim Einsetzen von salzhaltigem Wasser beobachtet hatte. Elektrischer Strom konnte Salze zerlegen („Elektrolyse“), und Säuren, Laugen und Salze konnten ihn transportieren („Ionen“). Also bestimmte er die Wanderungsgeschwindigkeit der Ionen von Säuren und Basen bei einer Elektrolyse, und bei der Elekt-

rolyse von Ätznatron und Ätzkali (Natrium- und Kaliumhydroxid) stellte er fest, dass an der Kathode (dem Minuspol) plötzlich glänzende Kügelchen entstanden, die sich mit oranger oder rosavioletter Flamme entzünden und sogar explodieren konnten, sobald Wasser hinzukam. Die Kügelchen glänzten metallisch, waren hochempfindlich und wurden beim Erkalten fest. Er hatte die Alkalimetalle Natrium und Kalium entdeckt (und auch aus Soda und Pottasche, engl. *pot-tash*, gewonnen, weshalb er sie *sodium* und *potassium* nannte).

Sogleich untersuchte auch *Gay-Lussac* in Frankreich die Erscheinung. Die Herstellung von reinem Kalium aus Kaliumhydroxid mittels der neu entdeckten *Volta'schen* Säule war ein sehr gefährliches Unterfangen. Das neu entdeckte Metall Kalium bildet in Kontakt mit Wasser schlagartig Knallgas, rosaviolette Stichflammen sowie ätzende Kalilauge. Natürlich zog er sich eine ernste Augenverletzung zu.

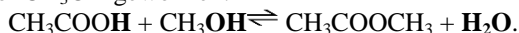
(2) ... *Davy* elektrolysierte auch Kochsalzlösung. Ein grünes Giftgas entstand (Chlor, von griech. $\chi\lambda\omicron\rho\omicron\zeta$, *chloros* für grün), das mit Wasserstoffgas explosionsartig zu Chlorwasserstoff reagierte. Das Chlorwasserstoffgas bildete beim Lösen in Wasser Salzsäure. *Davy*, *Gay-Lussac* und *Thénard* untersuchten den Chlorwasserstoff sofort mit starken Reduktionsmitteln, aber sie konnten in diesem Gas keinen Sauerstoff nachweisen. *Davy* zeigte, dass Chlor ein Element ist und kein zusammengesetzter Stoff. Und da Chlorwasserstoffgas keinen Sauerstoff enthält, war damit war auch bewiesen, dass es nicht der Sauerstoff ist, der den Säuren ihren Säurecharakter verleiht (wie *Lavoisier* und *Berthollet* vermutet hatten), sondern der Wasserstoff. Auch Iod und Brom wurden so als Elemente erkannt, und als *Davy* weitere Salze und Alkalien elektrolysierte, fand er auch gleich noch vier weitere, bisher unbekannte Elemente. Sie bekamen die Bezeichnungen Barium und Strontium, Calcium und Magnesium. *Davy* wurde einer der Wegbereiter der Elektrochemie, und zum Entdecker der Erdalkalimetalle.

(3) Die beiden Norweger *Cato Maximilian Guldberg* (1836-1902) und sein Schwager *Peter Waage* (1833-1900) befassten sich mit Wein. ... 1864 entdeckten die Beiden bei der Untersuchung von Gleichgewichtsreaktionen (Symbol: \rightleftharpoons) ein „Gesetz der chemischen Massenwirkung“, das heute auch als Massenwirkungsgesetz (MWG) bezeichnet wird. Vereinfacht gesagt stellten sie fest, dass bei Reaktionen, die gleichzeitig vor- und rückwärts laufen, der Quotient aus der Konzentration der Reaktionsprodukte und dem der Konzentration der Ausgangsstoffe einen für die betrachtete Reaktion konstanten und charakteristischen Wert hat. Diese Gleichgewichts- oder Massenwirkungskonstante K_{MWG} hat für jede einzelne chemische Gleichgewichtsreaktion einen unter gegebenen Bedingungen spezifischen Wert. Er kann nur über die äußeren Bedingungen (z. B. Temperatur oder Druck) beeinflusst werden. Das ist von enormer Bedeutung. Mit dieser Erkenntnis ließen sich fortan fast alle Reaktionen so steuern, dass die Produkt-Ausbeute auch dann gesteigert werden konnte, wenn sie unter normalen, anfänglichen Bedingungen nicht genug Reaktionsprodukt lieferten. Gleichgewichtslage, Reaktionsgeschwindigkeit, Druck-, Temperatur-, Licht und Katalysatoreinflüsse und Reaktionswärme sind Größen, die über das MWG berechnet werden. Basischemikalien, Kunst- und Farbstoffsynthesen, Lösemittel und Speziallösungen – fast jedes großtechnische, chemische Produktionsverfahren wird heute über solche Berechnungen gesteuert und optimiert. Mit Hilfe des MWGs und des hieraus abgeleiteten „Prinzips vom kleinsten Zwang“ von werden diese ermittelt. Das Prinzip *Le Châtelier* lautet:

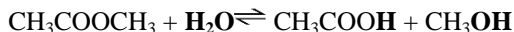
Übt man auf ein System, das sich im chemischen Gleichgewicht befindet, einen Zwang durch Änderung der äußeren Bedingungen aus, so stellt sich infolge dieser Störung des Gleichgewichts ein neues Gleichgewicht, dem Zwang ausweichend, ein.

(Prinzip vom kleinsten Zwang) ...

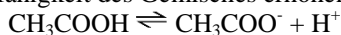
(4) *Ostwald* untersuchte mit Hilfe von Leitfähigkeitsmessungen, wie die Reaktion zwischen dem Stoff Methylazetat und Lösungen von Säuren in Wasser verlief. Methylazetat ist eine leicht entzündliche, wasserlösliche Flüssigkeit, die als Lösemittel in Farben, Lacken und Klebstoffen eingesetzt werden kann. Sie wird durch Kochen von Essigsäure CH_3COOH mit Methanol CH_3OH gewonnen:



Das mitentstehende Wasser (hier in der Reaktionsgleichung in Fettdruck markiert) wird aus dem Reaktionsgleichgewicht entfernt. Diese Art von Nutzung des Massenwirkungsgesetzes erhöht die Produktausbeute an Methylazetat, das auch als Essigsäuremethylester bezeichnet wird (Formel: $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$). *Ostwald* untersuchte, wie die Reaktion unter Einfluss von Säuren auch rückwärts ablaufen kann:

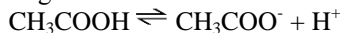


Die hierzu erforderliche Säure stellt dem reagierenden System Protonen H^+ zur Verfügung, aber das Produkt Essigsäure kann ebenfalls H^+ -Teilchen abgeben (elektrolytische Dissoziation), die die Leitfähigkeit des Gemisches erhöhen:



Bei seinen Leitfähigkeitsmessungen („Konduktometrie“) mit verschiedenen Säuren und Salzen ermittelte *Ostwald* je nach Art und Konzentration der Lösung verschiedene Proportionalitätskonstanten, die er als Affinitätskonstante bezeichnete (Sie heißen heute Säure- und Basekonstanten bzw. K_S - und K_B -Werte). Seine Ergebnisse gingen in das spätere *Ostwaldsches* Verdünnungsgesetz ein (1888).

Es gibt den Dissoziationsgrad α von schwachen Säuren bzw. Elektrolyten KA an, der mit der Dissoziationskonstante K_D nach dem Massenwirkungsgesetz und der Konzentration der Anionen $c(\text{A}^-)$ und der Kationen $c(\text{K}^+)$ bzw. $c(\text{H}^+)$ zusammenhängt. Bei steigender Verdünnung nimmt der Dissoziationsgrad α zu. Organische Säuren wie z. B. Essigsäure dissoziieren nur zu einem kleinen Prozentsatz:



Bei unendlich kleiner Anfangskonzentration c_0 geht er trotzdem gegen 100%. Auch schwache Elektrolyte KA sind bei hinreichender Verdünnung also praktisch vollständig dissoziiert:

$$\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{A}^- \quad \text{und} \quad K_d = \frac{c(\text{K}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{KA})} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot c_0 \quad (\text{der Wert } c(\text{KA}) \text{ ist die Konzentration des nicht dissoziierten Elektrolyts KA})$$

3.6.4 Molekülstrukturen, aus gecrackten Teilchen gepuzzelt

Eine weitere, spannende Entdeckung könnte die des Aufbaus der **Ethanolmoleküle** sein. Sie zeigt exemplarisch, problemorientiert und experimentell die Konstitutionsaufklärung eines organischen Moleküls, die als Unterrichtsinhalt von praktisch allen Richtlinien in Deutschland vorgegeben wird.

Im „klassischen“ Unterricht wird dazu oft eine abgewogene Portion Alkohol mit einem Überschuss an metallischem Natrium umgesetzt, wobei 1/6 des im Alkoholmolekül enthaltenen Wasserstoff abgespalten werden soll. Damit kann die Formel $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ sowie die Sonderstellung eines der sechs Wasserstoffatome im Molekül aufgezeigt werden. Doch diese Experimente haben und konnten nie ein korrektes Ergebnis liefern. Schon seit 1869 ist bekannt, dass sich dabei eine Ethanol-Ethanolat-Verbindung mit der chemischen Formel $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} \bullet 3 \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ bildet und nur 25 % des erwarteten Wasserstoffvolumens aufgefangen werden kann. Hier ist es lohnenswerter, den historischen Erkenntnisweg nachzugehen.

Denn der geschichtliche Weg der Klärung der Struktur des Alkoholmoleküls war ein ganz Anderer. Es war der von *Alexander Williamson* 1850. Er machte eine Lösung des Problems möglich, das auch in 10. und 11. Klassen möglich wäre: Denn wenn die Lernenden an dieser Stelle des Unterrichts das Cracken, d.h. Spalten von Octan, Benzin und anderen Erdölfraktionen am Perlkatalysator, schon kennen, dann können sie nun Vorschläge entwickeln, welche Produkte wohl bei der Spaltung des einen oder des anderen möglichen Moleküls entstehen könnten. Vom Rätseln über die Struktur des Ethanolmoleküls (Möglichkeiten siehe Abb. 17 rechts) kann so zum Cracken als Problemlösung gegangen werden. Die Durchführung des Versuchs „Cracken von Alkohol“ können die Schüler/innen selbständig finden, und ihr Versuchsergebnis ist eindeutig: Beim „Cracken von Alkohol“ werden nur Ethen C_2H_4 und Wasser H_2O gebildet. Das ist nur möglich, weil eines der sechs H-Atome eine Sonderstellung hat – was zur Molekülformel C_2H_5OH führt:

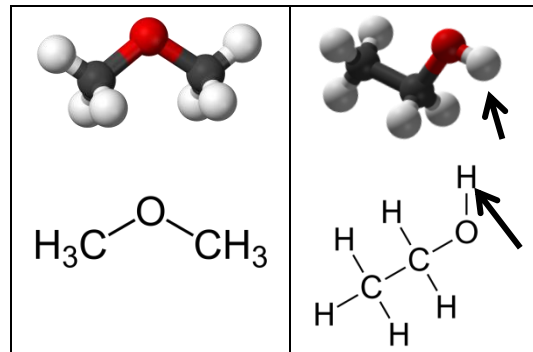
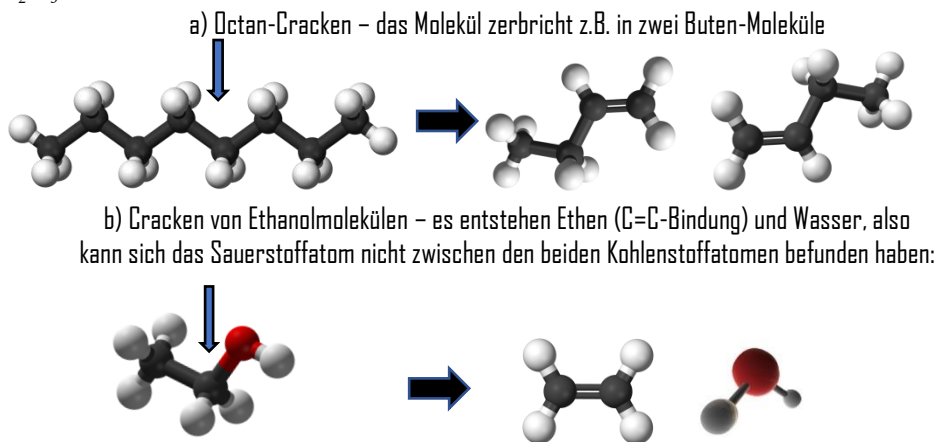
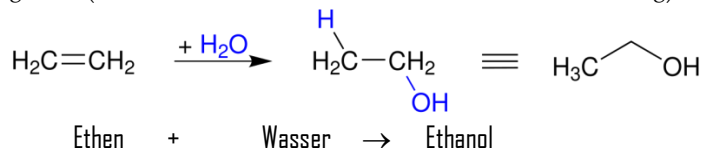


Abb. 22: Zwei mögliche Molekülstrukturen für das Molekül C_2H_6O . Rechts das mit dem Pfeil markierte H-Atom hat eine Sonderstellung, links sind alle 6 H-Atome gleichartig gebunden – am Kohlenstoff.



Die Schüler/innen können ihre Theorie abschließend überprüfen, indem sie nun Alkohol herstellen. Denn umgekehrt können Ethen und Wasser an geeigneten Katalysatoren wieder zu Alkohol reagieren (wie auch bei der industriellen Alkohol-Herstellung):



Auch dieses Beispiel zeigt, wie historische Erkenntnisprozesse hilfreich zu den Unterrichtsinhalten der jeweiligen Lehrpläne nachvollzogen werden können.

4 Unterrichtsinhalte und Lehrpläne

Die Inhalte im Chemieunterricht richten sich immer nach den „Inhaltsfeldern“ der jeweiligen Lehrpläne* für Realschulen und Gymnasien. Das sind zumeist folgende Themenbereiche:

- 1) Stoffe und Stoffeigenschaften
- 2) Stoff- und Energieumsätze bei chemischen Reaktionen
- 3) Luft, Wasser und Verbrennung
- 4) Metalle und Metallgewinnung
- 5) Elemente und ihre Ordnung
- 6) Säuren, Laugen, Salze
- 7) Redoxreaktionen (Chemischen Reaktionen durch Elektronenübertragung),
- 8) Molekülverbindungen – Stoffe als Energieträger.

Im Anhang findet sich eine Tabelle, in der einzelne Unterrichtsinhalte, Entdeckungen hierzu sowie Merkhilfen („Eselsbrücken“) aufgeführt werden.

Die Lehrpläne beantworten aber auch die Frage:

Was muss man als Schüler/in im Fach Chemie **können**?

In der Schule in den naturwissenschaftlichen Fächern werden neben dem Fachwissen meist **Fähigkeiten (Kompetenzen)** aus gleich mehreren Bereichen eingeübt und dann auch erwartet. Die Kernlehrpläne unterscheiden hier fast immer **vier Kompetenzbereiche**

- den Umgang mit **Fachwissen** (weiß man, worum es geht?),
- die **Erkenntnisgewinnung** (kommt man direkt darauf – oder geht man Um- und Irrwege?),
- die **Kommunikation** (kann man beschreiben und erklären, worum es geht?),
- die **Bewertung** (kann man zu Sachverhalten richtige bzw. gut begründete Entscheidungen treffen, d.h. in Problemsituationen sachlich fundiert und wertebasiert zu begründeten Entscheidungen kommen?).

***Hinweis:** Hier nach den Beispielen **a)** Kernlehrplan Chemie für die **Realschule** in NRW über: <https://www.schulentwicklung.nrw.de/lehrplaene/lehrplannavigator-s-i/realschule/chemie/chemie-klp/kernlehrplan-chemie-inhalt-.html>) und **b)** Kernlehrpläne für die Pflichtfächer RdErl. d. Ministeriums für Schule und Bildung v. 23.06.2019 - 526-6.03.13.02-143664 für die **Sekundarstufe I** der Gymnasien gemäß § 29 SchulG (BASS 1-1). Die einzelnen Inhaltsfelder hier entsprechen einander:

Realschule	Gymnasium
1 Stoffe und Stoffeigenschaften	1: Stoffe und Stoffeigenschaften
2 Energieumsätze bei Stoffveränderungen	2: Chemische Reaktion
3 Luft und Wasser	3: Verbrennung
4 Metalle und Metallgewinnung	4: Metalle und Metallgewinnung
5 Elemente und ihre Ordnung	5: Elemente und ihre Ordnung
6 Säuren, Basen, Salze	6: Salze und Ionen
7 Energie aus chemischen Reaktionen	7: Chemische Reaktionen durch Elektronenübertragung
8 Stoffe als Energieträger	8: Molekülverbindungen
	9: Saure und alkalische Lösungen
9 Produkte der Chemie	10: Organische Chemie

Teil 2 Die Entdeckungsgeschichte der Chemie

Heute nutzen wir Flüssigkristallbildschirme (LCDs) und Haarfärbemittel, Kunstfasern und smartphone-Touchscreens (OLEDs), Hormonpräparate und Nagellacke. Aber sind wir uns ihrer Vorgeschichte bewusst? Wann und vor allem wie kam der Mensch zu Neonröhren und Spraylacken, Schmier- und Spezialfarbstoffen, Pestiziden und Hormonpräparaten?

Von mittelalterlichen Goldmachern und Quacksalbern über frühneuzeitliche Hobbyforscher bis hin zu den modernen, professionellen Spezialisten in Forschungsinstituten und Konzern-Laboren war es ein jahrhundertelanger und oft abenteuerlicher Weg. Dieser Teil des Buches will einige der großen Fortschritte und Entdeckungen beschreiben, die man im Chemieunterricht einbauen und nachvollziehen kann. Das ist auch ohne große Vorkenntnisse lohnenswert. Anschaulich erklärend lässt man störende Details weg (Didaktische Reduktion). Anekdoten und Lebensgeschichten, Erklärungen von Laborexperimenten und Beschreibungen naturwissenschaftlicher Denkmodelle wechseln in guten Erzählungen einander ab und skizzieren die Forscher/innen mit ihren Entdeckungen und Erfindungen. Von den Lernenden mitgebrachtes Fachwissen stört dabei nicht, es kann das Lernvergnügen sogar noch verstärken. Die **Geschichte der Naturwissenschaften** im Unterricht komplett beschreiben zu wollen, das ist natürlich unmöglich. Schon auf den einzelnen Gebieten der Chemie gibt es eine unüberschaubare Vielzahl kleiner und großer Entdeckungen, gegenseitiger Zusammenhänge und Auswirkungen daraus. Dieses Buchkapitel kann daher kein neutraler, wissenschaftstheoretischer Rückblick auf die Geschichte der Naturwissenschaften sein. Es gab „die Chemie“ auch nie als etwas, das unabhängig vom menschlichen Danken entdeckt werden musste. Aber es gab und gibt eine lange Geschichte voller Zufälle und Fleißarbeit, voller Irrwege, Ideen und **Lernprozesse** in dem, was der Mensch in der Natur entdeckt hat, eine Geschichte, die ihren Fortschritt nicht an Fürsten und Könige knüpft, sondern deren (Lern-)Fortschritt auf Forschern und Entdeckern beruht, auf Menschen wie *Galilei* und *Newton*, *Lavoisier* und *Dalton*, *Wöhler* und *Watson*.

Aus dieser Entdeckungsgeschichte sollen einige spannende und bedeutende Momente erzählt werden. In ihrem Vordergrund steht der forschende, entdeckende, lernende Mensch. So wie sein Tun auch im Vordergrund des naturwissenschaftlichen Unterrichts an Schulen und Universitäten stehen sollte – so mein Plädoyer für eine **entdeckungsgeschichtlich orientierte Fachdidaktik**, in der Lernende die Lernprozesse der Entdecker und Forscher nachvollziehen können. Anfangs entwickelten die Menschen Verfahren, die auf Erfahrungen beruhten, auf empirischen Grundlagen. Später dann kam die Frage nach dem Warum hinzu, die Bildung und Überprüfung von Theorien. Die Erzählung der **Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im jeweiligen damaligen Kontext der Naturwissenschaften soll die Lernenden unbeschwert an die Quellen der zum Teil noch als esoterisch geltenden Naturwissenschaften führen. Dieser Buchteil ist also kein Lehrbuch und keine Didaktik, sondern er erzählt **Lehrreiches für Aufgeschlossene**, um interessante Erkenntnisse und historische Zusammenhänge aufzuzeigen. Im Vordergrund der Geschichte(n) steht *der forschende, entdeckende, lernende Mensch* – im Hintergrund erfährt der/die Lernendedamit auch etwas über *wichtige Experimente, Anschauungen und Theorien*, über Stoffe und Reaktionen, Prozesse und Anwendungen in der Chemie (wie in den Naturwissenschaften insgesamt). Am Anfang dieser Erzählungen steht das Feuer – am Ende dieser Erzählung, so das Ziel des (Kennen-)Lernens und Lehrens, die Faszination von der/den Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie.

1 Erste chemische Erkenntnisse und Irrwege

1.1 Der Motor des Fortschritts -

Entdeckungen und Forschung beflügel(te)n Vermutungen und die Wissenschaft

Aus der oft noch ziellosen Probierkunst des Mittelalters, dem alchemistischen Geheimwissen der Goldmacher, Metallurgen, Färber und Kräuterhexen, wurde allmählich ein zielgerichtetes, methodisches Probieren und Experimentieren. Die folgenden sieben Seiten erzählen Beispiele für diese Entwicklung – die Anfänge der Naturwissenschaften, die weiteren Buchkapitel sind Auszüge aus M. Wächter: „Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften“ (Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101; wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twen-six, EAN: 9783740768782).

Ein bekanntes Beispiel für die die Anfänge der Chemie sind die Unterschiede in der Arbeitsweise zwischen den Forschern *Stahl* und *Lavoisier*: *Georg E. Stahl* hatte im 17. Jahrhundert eine alte Vermutung von *Aristoteles* aufgegriffen. Dieser vermutete, im Feuer entweiche das *Phlogiston* (das „Brennbare“), das in allen „verkalkbaren“ (brennbaren) Stoffen enthalten ist. Es werde in der Flamme (griechisch: φλοξ, *phlox*) brennender Körper freigesetzt und gehe durch die Luft über in Blätter und Hölzer. Der Franzose *Antoine Lavoisier* hingegen **untersuchte** diesen Vorgang selbst, etwa ab 1775 mit der Waage. Er fand dabei heraus, dass aus verbrennenden Stoffen gar kein Stoff austritt, sondern dass stattdessen bei jeder Verbrennung Luft hinzutritt. Er konnte seine Theorie mit Hilfe von Messungen **beweisen**: Die Verbrennungsprodukte waren unter Einbezug gasförmiger Produkte stets schwerer. Jeder Zweifler konnte die Experimente messend wiederholen, beliebig oft. An die Stelle magischer Vorstellungen, wilder Spekulationen und antiker Philosophien traten wissenschaftlich überprüfbare Theorien.

Am Anfang der „Chemie“ stand das Ausprobieren, die „**Probierkunst**“. Sie arbeitete mit Vermutungen und Behauptungen, und noch ohne die exakt definierten Methoden der heutigen Wissenschaft. Etwa ab der Zeit *Lavoisiers* wurden experimentell überprüfbare Vermutungen als Hypothesen bezeichnet und von philosophischen Vermutungen unterschieden: *Stahl* hatte die Phlogistontheorie aufgestellt, aber *Lavoisier* konnte sie mit seinen Wäge-Experimenten widerlegen (Beweis: Bei Verbrennungen entweicht kein „Feuerstoff“, sondern es tritt Luft hinzu). Die neue Methode der wissenschaftlichen **Erkenntnisgewinnung aus Hypothese und Experiment** wurde zur Basis des anbrechenden Erfolges, nicht nur in der Chemie.

1.2 Die chemischen Kenntnisse der Antike

Die Gewinnung von Metallen ist ein wichtiges Thema im Anfangsunterricht in Chemie – und sie ist ein Kulturgut, ihre Entdeckung ein historisches Ereignis. Die Entdeckung einer Stoffumwandlung im Feuer markierte das Ende der Steinzeit.

Der erste Metallerzeugung aus Erz und Kohle fand etwa 4000 v. Chr. statt, in der *Badari*-Kultur in Ägypten, und etwa 3300 v. Chr. am Toten Meer in Palästina. Erze mit Kupferoxiden und –carbonaten reagierten im Feuer mit Holzkohle zu Kupferlegierungen, Kohlendioxid und Asche (Metallurgische Techniken werden schon in alttestamentarischer Zeit beschrieben, vgl. Gen. 4,22; Ex. 32,1-4; Mal. 3,3. Und in Griechenland kam übrigens der Ausdruck *chymia* bzw. *chemeia* für „Metallguss“ auf, aus dem möglicherweise das spätere Wort „**Chemie**“ hervorging).

Bald entdeckte man, dass das Feuer durch Verwendung von Holzkohle und Blasebalg so heiß gemacht werden konnte, dass sich aus Erzen ein neues, härteres Metall herstellen ließ – das Eisen. Das Ende der Bronzezeit kam etwa 3000 bis 2700 v.Chr. in Mesopotamien, dem heutigen Irak. Der in den Ruinen von *Eshnunna* bei *Tell Asmar* gefundene, nickelfreie Eisendolch mit Bronzegriff bezeugt diese Entdeckung.

Mit Hilfe des Feuers ließ sich nicht nur Metall herstellen. Auch andere chemische Reaktionen und Verfahren wurden entdeckt und angewendet – um etwas zu kochen, zu trocknen, um Speisen zu konservieren (eben durch Kochen und Eindicken) und um Fette, Talg und Öle aus Lebensmitteln zu gewinnen (z.B. zum Betreiben von Öllampen). Aus der Jungsteinzeit stammen auch die ältesten europäischen Keramikfunde, gebrannte Tonfiguren. Und man entdeckte, dass natürlicher Kalk zu ätzendem Gebranntem Kalk wurde (Kalkbrennerei; der gelöschte Kalk erhärtete dann unter Einwirkung von Luft bzw. Kohlendioxid zu einem festem, künstlichen Baumaterial ähnlich dem natürlichen Kalkgestein). Kalk und auch Natron brausen zudem auf, wenn man Essig hinzugibt – auch diese Reaktion war schon im Altertum bekannt: „Essig auf Natron: So ist, wer einem traurigen Herzen Lieder singt“, heißt es im Alten Testament (Buch der Sprüche Kap. 25, Vers 20).

Verschiedene Völker entdeckten vor und in der Eisenzeit auch die Glasherstellung. Stoffgemische aus Stoffen wie Natron, Kalk und Quarzsand lassen sich im Feuer zu Gläsern schmelzen. Die Glasherstellung begann ab ca. 1500 v.Chr. zunächst aus ausgelaugter Pflanzenasche und gebranntem Weinstein. Das älteste sicher datierbare Glasgefäß aus Ägypten stammt von etwa 1450 v.Chr. (Die neue Kunst der Glasherstellung verbreitete sich, nach und nach wurde diese „Technik“ in mehreren Kulturen bekannt – das Wort „**Technik**“ kommt vom griechischen τέχνη *téchne*, deutsch etwa: Kunst, Kunstfertigkeit, Handwerk).

Auch Verfahren zur Fettverseifung kamen auf (Seifeherstellung durch Kochen von Soda- oder Pottaschelösung mit Fetten oder Ölen) und zur Leim-, Farben- und Ölherstellung (inkl. der Destillation von Terpentinöl). Und man beherrschte die Gewinnung von Salz (aus Meerwasser, durch Verdunstung; zur Lebensmittelkonservierung und -eindickung) sowie von zahlreichen Giftstoffen.

Antike Handwerker und Spezialisten kannten also schon eine ganze Palette „chemischer“ Prozesse und Produkte: das Rösten und Schmelzen, das Auskochen und Seihen, das Filtrieren, Klären, das Trocknen, Destillieren und Extrahieren (z. B. mit Olivenöl zur Parfümgewinnung aus Blütenblättern) und das Kristallisieren und Zementieren.

1.3 Alchimie im Hoch- und Spätmittelalter (ca. 1000-1500 n.Chr.)

1085 schrieb *Gerhard von Cremona* in Toledo das erste (Al-)Chemiebuch Europas: „Das Buch der Alaune und Salze“, 1193-1280 forschte *Albertus Magnus* in Köln und selbst der Kirchengelehrte *Thomas von Aquin* betrieb unter dem Rückgriff auf Aristoteles und die Bibel „*studiae alchymicae*“. So wurden die Entdeckungen und Erkenntnisse der Alchimisten bis in das späte Mittelalter weitergegeben, oft als ein Geheimwissen der Gelehrten. Die alten Ansichten des *Aristoteles* flossen in ihre Spekulationen ein – sein Elementbegriff sowie seine „Phlogistontheorie“, nach der es ein „*Phlogiston*“ (Feuerteilchen oder Feuerstoff, von φλοξ = „phlox“, die Flamme) geben sollte.

Die Alchemisten waren ein buntes Gemisch von Gelehrten, „Goldmachern“ und „Quacksalbern“. Sie entdeckten immer mehr Stoffe und Methoden zu ihrer Herstellung (Synthese-Techniken). Der Legende nach erfand der Franziskanermönch und Alchemist *Bertold Schwarz* um 1359 durch Zufall das Schwarzpulver und angeblich auch die Kanone. 1311 gab es im Abendland erste hydraulische Hochöfen mit Blasebalg und 1340 erste Gebläseschmelzöfen (Eisengewinnung bei Lüttich). Deren Eisen wurde dann erstmals 1346 für Kanonen genutzt (Schlacht von Crécy) und 1424 für erste tragbare Feuerwaffen. Erste Pulverraketen kamen im Abendland 1378 zum Einsatz.

Zusammen mit dem Schwarzpulver kam um 1250 herum auch die Destillation von Rosenwasser auf (das „Lebenswasser“ (Alkohol) wurde in Europa wohl erstmals um 1500 in Padua destilliert). Für die Alchimie bedeutsamer war jedoch die Entdeckung der Mineralsäuren. Ab ca. 1250 konnte man die Trockendestillation von „*oleum sulfuricum*“ aus Alaun und Vitriol durchführen, von „Vitriolöl“ (Schwefelsäure). Dann wurde entdeckt, dass man mit Hilfe dieses „Oleums“ aus Salpeter (Kaliumnitrat) ein „Scheidewasser“ herstellen konnte. Mit diesem „Wasser“ konnte man Silber vom Gold scheiden, selbst aus Legierungen, und das war von großem Vorteil (Das „Scheidewasser“ wurde später „Salpetersäure“ genannt, seine Ersterstellung, noch ohne *Oleum sulfuricum*, gelang aus Salpeter, Alaun und Vitriol in Tonkolben, später aus nassem Schwefel und Salpeter).

Im 15. Jahrhundert wurde dann in Venedig ein „Wasser“ entdeckt, in dem man sogar den König der Metalle, das Gold, auflösen konnte. Man löste Salmiaksalz in Scheidewasser, und das Produkt der „Transmutation“ wurde „Königswasser“ genannt. Die Glasmacherei (aus Sand, Quarz, Kieseln und Soda, zur Anfärbung auch mit Braunstein, Gummi, Kupferoxid, Eisen-III-oxid, Kobaltoxid, Kohlenstaub, Silber- und Goldstaub) war vom 13. bis zum 17. Jhdt. das Monopol der Stadt Venedig, und in China kannte man seit dem 7. Jahrhundert auch das Porzellan (hergestellt aus Kaolin, Quarz und Feldspat; erstes europäisches Porzellan entstand aber erst 1703/15). Die Verfahren zur Gewinnung von Schwarzpulver, Vitriolöl, Rosen-, Lebens-, Scheide- und Königswasser haben sich im Hoch- und Spätmittelalter (ab ca. 12. Jahrhundert) in Europa unter den Alchimisten verbreitet. Ihre Produktionsmittel waren Öfen (zum Schmelzen, Kalzinieren und Destillieren), Brennspiegel und -lupen (aus Kupfer, Silber und Glas), Sandbäder, Dungpackungen (für gelinde Heiztemperaturen), später auch das Lötrohr (ab 1660; die pneumatische Wanne jedoch erst viel später, etwa ab 18. Jhdt.). Sie nutzten Steingut-, Glas- und Metallgefäße. Der Nachteil der Metallgefäße war, dass sie oft zu einer Kupfer-, Blei- und Zinnvergiftung von Lebensmitteln führten. Die Eisenherstellung benötigte Holzkohle, das hierzu für die Köhlerei erforderliche Holz (wie auch für den Haus- und Schiffsbau) führte zur Abholzung ganzer Wälder.

2 Anfänge der Naturwissenschaft

2.1 Neue Methoden in der Erkenntnisgewinnung über die Natur

Ereignisse wie die Erfindung des Buchdrucks um 1450, der Untergang des byzantinischen Reiches (Osmanische Eroberung Konstantinopels 1453) und die Entdeckung Amerikas 1492 (*Kolumbus*) werden als Wendepunkte angesehen, die zum Ende des Mittelalters führten, ebenso wie die Reformation 1517, der Bauernkrieg 1525, die erste Weltumseglung 1522 (*Magellan*) oder auch der Beginn der Renaissance durch die Wiederentdeckung antiker Naturanschauungen und Kulturleistungen (im 15. und 16. Jahrhundert in Italien, auch z. B. durch *Leonardo da Vinci*, 1452-1519).

Schon im Hochmittelalter jedoch gab es einen englischen Philosophen und Franziskaner, der als Vorläufer in Bezug auf Naturanschauungen zu einem ganz neuen Denken ansetzte, zu einer neuartigen Erkenntnisgewinnung über die Natur. *Roger Bacon* (ca. 1220 bis 1292, genannt *Doctor Mirabilis* (lat. „wunderbarer Lehrer“) versuchte, ein System der Erfahrungsphilosophie zu errichten. Er sah auf dem Weg zur wahren Naturerkenntnis vier *offendicula* (Hindernisse): 1. Respekt vor Autoritäten, 2. Gewohnheit, 3. Abhängigkeit von den marktgängigen Meinungen der Menge und 4. Unbelehrbarkeit unserer natürlichen Sinne. Also forschte er selber und vertrat empirische, experimentelle Methoden (*Scientia experimentalis*):

„*Sine experientil nihil sufficienter sciri potest*“ – Ohne Erfahrungen und Experimente kann man in den Naturwissenschaften nichts Zureichendes wissen. Das Argument aus der Autorität bringt weder Sicherheit, noch beseitigt es Zweifel. [...] Mittels dreier Methoden können wir etwas wissen: durch Autorität, Begründung und Erfahrung. Die Autorität nützt nichts, wenn sie nicht auf Begründung beruht: Wir glauben einer Autorität, sehen aber nichts ihretwegen ein. Doch auch die Begründung führt nicht zu Wissen, wenn wir nicht ihre Schlüsse durch die Praxis (des Experiments) überprüfen. [...] Über allen Wissenschaften steht die vollkommenste von ihnen, die alle anderen verifiziert: Es ist das die Erfahrungswissenschaft, die die Begründung vernachlässigt, weil sie nichts verifiziert, wenn nicht das Experiment ihr zu Seite steht. Denn nur das Experiment verifiziert, nicht aber das Argument.“

Parallel zu dieser Bewegung, der *Renaissance* (frz. für „Wiedergeburt“; abgeleitet von ital. *Rinascimento*) wurde das Weltbild der Menschen auch durch bedeutsame Entdeckungen umgeworfen. *Kolumbus* entdeckte 1492 eine „Neue Welt“, *Magellan* umsegelte 1522 die Erde und auch die Vorstellung vom Aufbau des Himmels änderte sich auf Grund neuer Erfahrungen.

2.2 Optik, Mechanik, Himmelsmechanik – Anfänge der Physik

Eine für den wissenschaftlichen Fortschritt wichtige Erfahrung war die des Astronomen *Nikolaus Kopernikus* (1473-1543). Der preußische Domherr beobachtete den Lauf der Wandelsterne (Planeten) vor dem Hintergrund der Fixsterne und entdeckte die scheinbare Rückwärtsbewegung der Planeten am Himmel. Wenn man nun annahm, dass sich die Planeten einschließlich der Erde auf Kugelschalen befinden, die sich um die Sonne drehen (statt umgekehrt die Erde im Mittelpunkt zu sehen), dann ließen sich die beobachteten Planetenpositionen viel besser erklären und es wurde auch deutlich, warum sich Merkur und Venus nie weiter als bis zu einem Winkelabstand von 28° bzw. 48° von der Sonne entfernen. Die Erde musste also eine Kugel sein, die sich einmal am Tag um ihre Achse dreht und die Sonne einmal im Jahr umrundet. Die Gegner argumentierten, fallende Gegenstände

müssten doch dann eine schräge Bahn aufweisen, bei der Bewegung der Erde müsste man doch einen Fahrtwind spüren und die Fixsterne müssten im Jahresverlauf eine scheinbare Kreisbewegung zeigen. Das geozentrische System schien wesentlich besser mit dem gesunden Menschenverstand übereinzustimmen als eine sich bewegende Erde. Martin Luther entgegnete unter Berufung auf das Alte Testament, Jos. 10,12-13: „Der Narr will mir die ganze Kunst der Astronomia umkehren! Aber wie die Heilige Schrift zeigt, hieß Josua die Sonne stillstehen und nicht die Erde!“ Dem wörtlichen Verständnis dieser Bibelstelle zufolge, habe Gott die Sonne für einen Tag stillstehen lassen, so dass sie also normalerweise in Bewegung sein müsse.

2.3 Iatrochemie

Um 1527/28 trat in Basel ein ungewöhnlicher Arzt und Alchimist auf: *Theophrastus Bombastus von Hohenheim* (1493-1541, ab 1529 *Paracelsus* genannt). Er hielt seine Vorlesungen an der medizinischen Fakultät seiner Universität auf Deutsch, nicht auf Latein. „Die Wahrheit müsse nur deutsch gelehrt werden“, forderte er. Die Ärzte und Apotheker verschmähten ihn und überhäuferten ihn mit Bedrohungen gegen Leib und Leben. *Paracelsus* aber lehnte ihre Art von Heilkunde ab, verbrannte öffentlich ihre zu theoretischen Lehrbücher und floh im Februar 1528 vor dem nun drohenden, aussichtslosen Gerichtsverfahren in das Elsass. Fortan verbreitete er seine Lehre in Jahren der Wanderschaft.

Kern seiner Lehre war die Forderung, dass die „Probierkunst“ der Alchemisten einem konkreten Ziel dienen sollte – dem der Herstellung reiner, medizinischer Präparate zur Anwendung bei ganz bestimmten Krankheitsbildern. Seine Heilungserfolge waren legendär. Die etablierte Mediziner und Apotheker wurden natürlich seine erbitterten Gegner. Sie fühlten sich durch seine oft beißende Kritik an der vorherrschenden Lehrmeinung provoziert. Er verurteilte die bloße, praxisferne Bücherweisheit der damaligen medizinischen Gelehrten. Er forderte, dass nicht einfach irgendwelche medizinische Präparate an Kranken ausprobiert werden sollten. Es müsse vielmehr eine „wissenschaftliche“ Untersuchung der Krankheitsursachen geben, einen genauen Zusammenhang zwischen einem Medikament und der Krankheit, die damit behandelt wurde. *Paracelsus'* Lehre wurde recht bald als Iatrochemie bezeichnet, von griech. *ιατρός* (*iatrós* = Arzt) und *χημεία* (*chemeia* = die Kunst der [Metall]gießerei). Seine Forderung nach einem Zusammenhang zwischen einem Medikament und der Krankheit(sursache), die damit behandelt wurde, war revolutionär. Nach seiner Ansicht bestanden der Mikrokosmos (die Welt des Winzigkleinen, der Mensch) und der Makrokosmos (die Welt des Riesiggroßen, seine Umwelt) aus den gleichen Substanzen. Das führte zu einem anderen Verständnis der Verdauung. Sie galt bisher als ein „Garen“ wie in einem Kochtopf, jetzt aber verglich man sie mit der „Fermentierung“ wie bei der Alkoholgärung. Gesunde Ernährung habe daher so auszusehen, dass man Zucker aus den Hauptgerichten verbanne und als Süßspeise an das Ende der Speisefolge setze.

Neben der Reinheit medizinischer Präparate achtete man bald auch auf die Reinheit von Stoffen für andere Einsatzbereiche. *Libavius* betonte 1597, dass das Charakterisieren von Stoffen von großer Wichtigkeit sei, und 1556 wurden Ratschläge zur Mineralienanalyse veröffentlicht. Die durch *Paracelsus* hergestellte Einheit aus Chemie und Medizin bzw. Pharmazie wurde erst wieder aufgelöst, als 1750 in der Philosophischen Fakultät an der Universität von Uppsala ein erster Lehrstuhl für Chemie eingerichtet wurde.

Paracelsus stellte zudem fest, was geschieht, wenn *Oleum sulfuricum*, die Schwefelsäure, auf Eisenpulver trifft: „Es brauset auff dy Lufft - unt es herrscheth sodann dass Chaos!“

2.4 Anfänge der Physik

Anfang des 17. Jahrhunderts gab eine weitere, wichtige Entdeckung in Bezug auf Luft. Luft wurde für etwas Gewichtsloses gehalten, doch im März 1614 kam *Galileo Galilei* (1564-1641) auf die Idee, mit Hilfe einer Spritze und eines Blasebalges Luft in eine ansonsten dicht verschlossene Glasflasche zu blasen. Da er die Flasche dann anstatt mit Luft zum Teil mit Wasser füllte und wog, anschließend die unter Überdruck stehende Luft abließ und wieder wog, entsprach die ausgetretene Luft dem Volumen des eingefüllten Wassers. Die Gewichts-differenz war also gleich dem Gewicht eines entsprechenden Volumens Luft. Die Berechnung bewies, dass das Gewicht der Luft etwa ein Vierhundertstel des Gewichts von Wasser betrug.

Die Erforschung der Natur durch die Kombination von experimentellen Methoden und Messungen mit mathematischen Analysen machte ihn zum Begründer der Physik. *Galileis* Ansatz wurde zunächst „experimentelle Philosophie“ genannt. Er war eine klare Absage an Astrologie und Alchemie. Er begründete die modernen, mathematisch orientierten Naturwissenschaften und führte zu bedeutenden Forschungserfolgen. *Galilei* erfuhr 1609 von der im Jahr zuvor erfolgten Erfindung des Fernrohres durch *Jan Lippershey* in Holland, lernte Linsen schleifen und verbesserte es in einigen Jahren Arbeit von ungefähr vierfacher auf bis zu 33-fache Vergrößerung. Seine Beobachtungen revolutionierten die Astronomie (Himmelskunde). Und er veränderte sein Teleskop so, dass es auch als Mikroskop nutzbar wurde (dem er dann aber kein besonderes Interesse widmete). *Galilei* erkannte, dass sich alle Körper auf der Erde nach denselben Gesetzen bewegen, die mathematisch formuliert und experimentell überprüft werden können (So entdeckte er das Gesetz des freien Falls und das Trägheitsgesetz, die Wurfparabel und das Pendelgesetz. Die Entdeckung des Pendelgesetzes führte ihn 1640 zur Erfindung der ersten Pendeluhr).

2.5 Technik und Naturwissenschaft in der Frühen Neuzeit

Als Frühe Neuzeit wird der Zeitraum von der Entdeckung Amerikas bis hin zur Französischen Revolution 1789 bezeichnet – der Zeitraum danach ist die „Moderne“ oder die „Späte Neuzeit“. Die Entdeckungen aus den Anfängen der Physik und der Chemie mündeten zunehmend in die technischen Erfindungen in den drei Jahrhunderten von etwa 1500 bis 1800.

Schon im 16. Jahrhundert gab es 1588 ein erstes maschinentechnisches Buch der Neuzeit (von *Jaques Besson*) sowie ein Handbuch über Bergbau und Hüttenwesen (1556 von *Georgius Agricola*). Man kannte das Spinnrad, das erste mehrläufige Geschütz (*da Vinci*), eine erste „Lesemaschine“ (das Leserad, 1588 von *Agostino Ramelli*) und, gegen Ende des 16. Jahrhunderts, dann auch „Rechenstäbchen“ (von *John Napier*, Vorläufer des ab 1620 auftauchenden Rechenschiebers) und eine Art erstes „Mikroskop“ oder „Teleskop“. Dieses erste Rohr mit Linsen stammte von dem „Marskramer“ (niederländisch für Hausierer) und Optiker *Zacharias Janssen* (ca. 1588-1631). *Janssen* war von vermutlich griechischer Abstammung (aus *Ioannides* wurde *Janssen*) und betrieb nach langer Hausierertätigkeit kurzzeitig eine Firma, die bald pleite machte ging. Er fälschte Gold-, Silber- und Kupfermünzen und wurde dementsprechend verurteilt – aber neben *Hans Lippershey* (Patentanfrage vom 25.9.1608 für die Erfindung des Teleskops) scheint auch er der Erfinder des „Optischen Rohrs“ zu sein (Patentanfrage im Oktober 1608), denn *Johannes Zachariassen*, *Zacharias Janssens* Sohn aus Middelburg in den Niederlanden, hatte später einen Eid darauf abzulegen, dass *Hans Lippershey* die Idee seines Vaters für das Teleskop nur gestohlen habe. Somit war *Janssen* (oder eben *Lippershey*) wohl der Erfinder der „optischen Röhre“, eines einfa-

chen Rohres mit Linsen am Ende, das eine drei- bis neunfache Vergrößerung erlaubte – ein Jahr vor *Galileis* öffentlicher Vorstellung des Fernrohrs.

Die „Renaissance“ bewirkte, dass man genauer beobachtete, um Wissen zu sammeln – über die Natur und den Menschen ebenso wie über die Physik. Der Flame *Andreas Vesal* (ca. 1514-1564) nahm mit Erlaubnis des Kaisers erstmals Leichenöffnungen vor, um die Anatomie des menschlichen Körpers aufzuklären.

Auch *Ambroise Paré* (ca. 1510-1590) ist ein Beispiel für neue Ansätze in der Heilkunst jener Zeit. Er war Militärchirurg auf den Schlachtfeldern Italiens und Frankreich, danach *maitre barbier chirurgien* und *Chirurgien du Roi* von vier französischen Königen. *Paré* beobachtete genau. Bei all den Schlachten und Belagerungen, wurde er mit Verletzungen durch neuartige Feuerwaffen konfrontiert, die auch viele Amputationen notwendig machten. Während einer Versorgung von Verwundeten der Schlacht von Saint Quentin beobachtete er Maden innerhalb der Wunden seiner Patienten, von denen sich einige erstaunlich schnell erholten. Die vermeintlich „vergifteten“ Wunden ließ er daher nicht mehr, wie bisher üblich, mit Gluteisen oder durch Ausgießen mit siedendem Öl behandeln. Er ersetzte das siedende Öl durch ein besser verträgliches Gemisch aus Eigelb, Rosenöl und Terpentin. Dann kam er 1542 auf die Idee, den Verletzten in die Körperhaltung zurückzusetzen, die er innehatte, als ihn die Gewehrkugel traf. So konnte er die Gewehrkugel besser entfernen. Während einer Belagerung im Jahre 1552 führte er zur Blutstillung bei Amputationen erstmals eine Arterienunterbindung ein – die bisherige, lebensgefährliche „Kauterisierung“ (Behandlung verblutender Patienten mit siedendem Öl) wurde so durch einen einfachen, effektiveren Wundverband ersetzt. Er entwickelte in Zusammenarbeit mit einem kunstfertigen Schmied sogar Prothesen und metallene Gliedmaßen (etwa eine bewegliche Hand), Panzer gegen Rückenschäden und künstliche Zähne.

Fortschritte im mathematischen Bereich beflügelten jetzt den Erkenntnisgewinn der naturwissenschaftlichen Forschung: Um 1620 wurde der Rechenschieber erfunden (von *Edmund Gunter* und *William Oughtred*), 1623 die erste Rechenmaschine (*William Schickard*, 1642 von *Blaise Pascal* verbessert). *Isaac Newton* (1642-1727) erforschte 1666 erstmals die Dispersion weißen Lichts durch ein Prisma, baute 1671 das erste Spiegelteleskop und formuliert 1687 erstmals das Gravitationsgesetz. *Huygens* erfand 1657 die Ankerhemmung (Uhrmacherei), 1675 die erste Uhr mit Spiralfeder, definierte 1673 die Zentrifugalkraft und das Gesetz des mathematischen Pendels und entwarf 1690 die Wellentheorie des Lichts. 1672 gab es die erste Messung der Entfernung der Sonne zur Erde (*Cassini, Picard, Richer*), 1676 die erste Messung der Lichtgeschwindigkeit durch *Olaf Roemer* (1644-1710). *Newton* gelang 1687 eine erste mathematische Formulierung der Grundgesetze der Mechanik und *Gottfried Wilhelm Leibniz* entwickelte 1673 seine Rechenmaschine und erwähnte 1679 erstmals das später so wichtige Dualsystem.

Die neuen mathematischen und auch technischen Methoden des 17. Jahrhunderts kamen wirkten auch auf die Chemie. In der Technik setzte sich die Ende des 16. Jahrhunderts beginnende Mechanisierung fort. Tret-, Wasser- und Windräder lieferten nun mechanische Energie für Bagger, Hebezeuge und Schleifmaschinen. Ab 1650 kam eine regelrechte Glasindustrie auf. *Denis Papin* erfand 1679 das Sicherheitsventil (und damit den Dampfkochtopf, den Vorläufer des Schnellkochtopfs). Diese Erfindung war die Wegbereitung für die Konstruktion der späteren Dampfmaschine.

3 Anfänge der Chemie

3.1 Glauber und die Salzgewinnung

Ähnlich *Paracelsus* hatte auch *Johann Rudolph Glauber* (1604-1670) ein Bestreben, die medizinische Heilkunst zum Wohle anderer Menschen zu erlernen und anzuwenden. Er war Sohn eines fränkischen Barbiers, verwaiste früh und machte eine Lehre als Apotheker. Mit 21 Jahren arbeitete er als Spiegelmacher, bekam Typhus und gesundete, wie er meinte, durch Quellwasser. Dieses Erlebnis veranlasste ihn, Heilpräparate zu verkaufen.

1656 ging er nach Amsterdam, wo er das *Laboratorium Glauberianum* gründet, ein Komplex aus Produktionsstätten für azurblaues und rubinrotes Glas (für Kirchenfenster), für Traubenzucker (für die Konditoren), für Beizen und Farbstoffe (für die Tuchfärber) und für Malzextrakt (für werdende und stillende Mütter) – die **erste Chemiefabrik der Welt**. Er entwickelte neue Techniken zur Herstellung von Mineralsäuren, Natriumsulfat (Glaubersalz) und anderen Chemikalien. Er baute erste mechanische Rührwerke und war ein Meister der Destillationskunst. Als Glasbläser produzierte und verkaufte er neue Laborgeräte her: Glastrichter, Glasstöpselflaschen und Tiegel. Im Hinterhof untersuchte die Düngewirkung von Salzen und an Kranken die Heilwirkung seines „hitzen und blutroten Oleums“ auf Wunden (phenolhaltige Gemische). Sein Labor in Amsterdam lief schlecht, bald produzierte er in Bremen, dann in Wertheim am Main.

Seine Bücher schrieb er auf Deutsch, und er bekannte *„Reuet mich also gantz nicht / dass ich von Jugent auff die Hand in die Kohlen gesteckt / und dardurch verborgen Heimlichkeiten der Natur erfahren ...“*. Er verstand es, seine Naturerkenntnisse zu nutzen, auch wirtschaftlich, und so wird er als Begründer der frühen Chemieindustrie angesehen. Wichtige Herstellungsverfahren er hielt er natürlich geheim – nur gegen Bezahlung wurden sie an andere Nutzer weitergegeben. Bei zahllosen Versuchen mit Quecksilber, Arsen und anderen Giften muss er in Amsterdam schließlich zuviel davon abbekommen haben – er wurde schwer krank (1660), bettlägrig (1666) und verstarb schließlich 1670 in Amsterdam.

Tiefes Mitgefühl hat *Glauber* für Alchemisten und Chemiker, die finanziell von anderen Menschen ausgenutzt werden. Er schrieb einmal:

„Bißweilen aber fuchet mancher durch die *Alchimiam* Reichthum zu erlangen/ nicht eigentlich vmb Geitzes willen/ sondern vielmehr daß er die Hände besser ruhren/ vnd die Natur desto füglicher ergründen möchte/ solchen Leuten nun ist desto weniger zu verargen/ wan sie von lösen Buben betrogen/ vnd vmb das jhrige gebracht werden.“

Die von ihm unter Einsatz von viel Zeit, Arbeit und auch seiner Gesundheit hervorgebrachten Leistungen sind nicht wenige: Er gewann Essig aus Holz, Traubenzucker aus Honig, Rosinen und Most, und Alkaloide wie Strychnin, Morphin und Brucin durch Einwirkung von Schwefelsäure oder Salpetersäure auf Pflanzen. Er verstand sich darauf, diese Rohprodukte zu reinigen (Stoffgemische in Reinstoffe aufzutrennen) und konnte die Stoffe als weiße Pulver isolieren. Durch fraktionierte Destillation von Salzen der Essigsäure gewann er Aceton (aus Zinkacetat) und Acrolein, aus Steinkohle Phenol und Benzol, aus Braustein und Salzsäure Chlorgas, und Chlorwasserstoff aus Holzkohle, Kochsalz und Kaliumchlorat. Und er kannte die Löslichkeit von Silberchlorid in Salmiaksalz und dessen Zusammensetzung aus Ammoniak (*spiritus urinae*) und Salzsäure.

Glauber gewann Schwefelsäure (*oleum sulfuris*) und schweflige Säure (*Spiritus volatilis vitrioli*) aus glühenden Holzkohlen, Alaun, Eisen- und Zinksulfat und konnte die beiden

Stoffe erstmals voneinander trennen, als er das Gemisch destillierte (durch das Verbrennen von Schwefel erhielt er reines Schwefeldioxid). Dann optimierte er die Salpetersäureherstellung und gewann aus Kochsalz, Alaun und glühenden Holzkohlen erstmals *Spiritus salis* („Salzgeist“, heute Salzsäure genannt), sogar in konzentrierter, rauchender Form (er nannte es: Glaubers rauchenden Salzgeist, *Spiritus salis fumans Glauberi*, heute Chlorwasserstoffgas und rauchende Salzsäure genannt). Dabei fand er 1625 schließlich auch sein „Wunderbares Salz“ (*Sal mirabilis*), das nach ihm benannte *Glaubersalz* (Natriumsulfat). Es machte ihn reich: Es ließ sich hervorragend als Schlankheits- und Abführmittel verkaufen.

Glauber entdeckte, dass Salze auch aus Metallen und Mineralsäuren hergestellt werden konnten, und produzierte so auch Eisenchlorid, Goldchlorid, Zink-, Zinn-, Kupfer- und Arsenchlorid, Ammoniumnitrat, Ammonium-, Eisen- und Kupfersulfat. *Glauber* erkannte, dass Salze aus einem sauren und alkalischen Anteil bestehen und dass die Metalle nach ihrer Auflösung in Mineralsäuren geordnet werden können. Die Reaktionsfähigkeit von Stoffen hängt also von chemischen Verwandtschaftsverhältnissen ab. Diese Erkenntnis ist für das „Lehrgebäude“ der heutigen Chemie ein wichtiger Grundsatz geworden: Stoffe reagieren miteinander zu neuen Stoffen, wenn sie bestimmte chemische Verwandtschaftsverhältnisse aufweisen, also bestimmten Stoffgruppen angehören – Stoffumwandlungen sind also keine magischen „Transmutationen“ beim Versuch von Alchemisten, Gold zu machen. Metalle reagieren daher zum Beispiel mit Mineralsäuren immer zu Salzen.

(Diese Erkenntnis war für die Chemie Gold wert – während die Goldmacherei oft in einer abenteuerlichen Flucht oder gar auf dem Galgenberg endete. Man lese hierzu einmal als fast erheiterndes Beispiel den Wikipedia-Artikel über *Domenico Manuel Caetano*, den barocken Abenteurer, Hochstapler, Alchemisten und selbsternannten Grafen von Ruggiero, der es eine lange Zeit verstand, von der Geldgier und Prunksucht und Goldgier der Fürsten, Adligen und Bürger zu profitieren)

Glauber lehnte Versuche zur Goldmacherei ab. Er hielt es für unmöglich, mit einem „Stein der Weisen“ aus unedlen Metallen Gold herstellen zu können, „weiln auß eim jungen Kind kein Ochs/ oder auß eim jungen Kalb kein Menfch werden kan/ sondern allzeit gleich feines gleichen herfür bringet“. Er widersprach den Vermutungen der Alchimisten und Goldmacher und formulierte damit einen ersten, aus Erfahrung gewonnenen Grundsatz der Chemie:

Stoffe können sich in andere Stoffe umwandeln, aber die Durchführung von Stoffumwandlungen (wie z. B. die Transformation von Eisen in Gold) ist nicht beliebig möglich. (1. Erfahrungsgrundsatz der Chemie).

Er ahnte schon einen Grund: Die Reaktionsfähigkeit von Stoffen hängt von chemischen Verwandtschaftsverhältnissen ab.

3.2 Bacon und die Empirie

So wie sich die Himmelsmechanik (Astronomie, die Sternkunde in der Physik) von der Astrologie (Sterndeuterei) löste, so löste sich die Chemie im ausgehenden 17. Jahrhundert von der Alchimie. Aus der bisherigen Naturkunde der Gelehrten wurde eine Naturwissenschaft.

Einer der Auslöser dieses Prozesses war der englische Staatsmann und Philosoph *Francis Bacon* (1561-1626), der mit der Forderung auftrat, der Verstand dürfe bei der Naturerkennung nicht einfach bestimmte Dinge als gegeben voraussetzen (Methode der Antizipationen). Vielmehr sei wirkliche Erkenntnis eine reale Abbildung der Natur. Sie beruhe daher auf eingehender Naturbeobachtung und auf dem Experiment, ohne verfälschende Vorstellungen oder Idole, ohne Annahme von mysteriös gestaltenden Wesen (*formae substantiales*). Naturwissenschaft müsse sich daher auf Naturgesetze stützen, die wiederum durch Beobachtung und induktive Schlussfolgerungen gefunden werden können, auf Empirie. *Bacon* fand: Ein Forscher müsse besonders sorgfältig Sonderfälle überprüfen, die Ausnahmen von bisher gültigen Regeln darstellen. In der Philosophie genüge schließlich bereits ein einziges Gegenbeispiel, die (angeblich bereits bewiesene) Wahrheit einer Folgerung zu widerlegen (Falsifikationsprinzip).

Schon 1614 hatte *Bacon* seine Utopie *Nova Atlantis* verfasst, ein Buch von großer Auswirkung, in dem er die Gründung wissenschaftlicher Akademien anregte. Und nun, 1620, erschien seine Forderungen im Werk *Novum organon scientiarum*, der ersten Methodenlehre der Wissenschaften.

Bacons Haltung, der Empirismus, wurde von den Naturforschern begeistert übernommen – aus ihrer Naturkunde und –erkenntnis wurde die auf Empirie beruhende Naturwissenschaft. Als Empirie bezeichnet man die systematische Sammlung von Daten (von griech. ἐμπειρία *empeiria*, Erfahrung, Erfahrungswissen). Es geht darum, dass Erfahrung zu einer Hypothese führt oder eine solche widerlegt. Die wissenschaftliche Behauptung soll evident sein, unmittelbar einsichtig. Sie soll sich auf Erfahrungen stützen, nicht auf Traditionen und Autoritäten. Empirische Forschung soll systematisch vorgehend stattfinden, objektiv und wiederholbar (experimentell), egal ob sie im „Feld“ oder simuliert im Labor stattfindet. Naturforscher erhoben den Anspruch, sie seien auf Grund ihres empirischen Forschens zu neuen Einsichten gelangt.

Radikale Vertreter wie *John Locke* behaupteten später, der menschliche Verstand sei leer, eine *tabula rasa*. *René Descartes* wies abmildernd auf die grundlegende Fehlbarkeit der Sinne hin und betonte, beim Erwerb und bei der Begründung von Wissen sei die Vernunft vorrangig, das rationale Denken (Rationalismus), noch vor Sinneserfahrungen (Empirie), religiöser Offenbarung und Überlieferung. *Immanuel Kant* versuchte später, den Gegensatz zwischen Empirikern und Positivisten aufzuheben, indem er in der Schrift „Kritik der reinen Vernunft“ Begriffe wie Raum, Zeit und Kausalität als „vorgegeben“ (*a priori*) definierte, vor aller Erfahrung im Verstand vorhanden.

Hieraus ließen sich die zwei ersten Grundsätze der Naturwissenschaften formulieren:

Wissen(schaft) beruht auf Erfahrung (Empirie), nicht auf Sinneseindrücken, Spekulationen, Traditionen oder Autoritäten (*Francis Bacon*).

Dem Wissen vorgegebene Größen sind Raum, Zeit und Kausalität (*Immanuel Kant*) – alles Andere ist überprüfbar (experimentell).

3.3 Neue Erfahrungen mit Chaos, Goldrubinglas und Lichtträgern

3.3.1 Van Helmont – ein neuer Zustand (1609/1648)

Am Übergang von der alchemistischen Naturkunde zur naturwissenschaftlichen Chemie standen Zeitgenossen wie *Johannes Kunckel* (ca. 1630-1703) und *Robert Boyle* (1627-1692), später auch *Georg Ernst Stahl* (1660-1734) und sein Schüler *Étienne François Geoffroy* (1672-1731). Es begann mit der Entdeckung „luftartiger“ Stoffe.

Der junge, flämische Arzt und Naturforscher *Johan Baptista van Helmont* (1580 – 1644) entdeckte um 1608 einen „wilden Geist“, einen „Hauch“, der von erhitztem Holz und Kohle ausströmte. Doch als er diese Entdeckung 1609 in seinem Buch „Ursprünge der Medizin“ beschreiben wollte, fehlte ihm ein Wort für diese Erscheinung. Das, was beim Verbrennen von Holz entstand, nannte er „*gaz sylvestre*“. So erfand er, wie er später berichtete (1648 in *Ortus Medicinae*), ein ganz neues Wort: „*ideo paradoxi licentia, in nominis egestate, halitum illum gas vocavi, non longe a chao veterum secretum*“ („In Ermangelung eines Namens habe ich mir die Freiheit zum Ungewöhnlichen genommen, diesen Hauch Gas zu nennen, da er sich vom Chaos der Alten nur wenig unterscheidet.“).

Seine Bezeichnung „Gas“ lehnte an das griechische, im Niederländischen sehr ähnlich ausgesprochene Wort *χάος* (Chaos) an, vielleicht auch an niederl. *geest* („Geist“, von niederl. *gisten*, „gären“) oder an deutsch *gäsen* (bei Paracelsus für „gären“ benutzt) und *gäscht* („Schaum“ auf gärender Flüssigkeit). Er bezeichnete damit einen „Zustand“, den Stoffe neben flüssig und fest einnehmen konnten, und bald trat die Erkenntnis von den drei Aggregatzuständen an die Stelle der alten alchemistischen Lehre von den vier „Elementen“ Luft, Wasser, Erde und Feuer. Die Vorstellung von einem Zustand des „Chaos“ oder einem „Geist“ brachte ihn schnell in einen Konflikt mit der Kirche, und die spanische Inquisition verurteilte 27 seiner Aussagen 1625 als arrogante Häresie, so dass er 1633 drei Jahre lang Hausarrest bekam. *Van Helmont* blieb dabei: Alle Lebensvorgänge waren für ihn chemische Prozesse, die er ähnlich wie *Paracelsus* als „Gärung“ ansah, als ein Prozess, der auf „gasförmigen Fermenten“ beruht. Er entdeckte, dass es „luftartige Substanzen“ gibt, deren Eigenschaften sich dennoch von denen der gewöhnlichen atmosphärischen Luft unterscheiden. Er isolierte aus gärendem Wein die Gase Kohlendioxid (sein *gaz sylvestre*) und Kohlenmonoxid, fand die Bedeutung der Salzsäure für die Verdauung im Magen („Magensäure“) und entdeckte 1644 als Erster die Herstellung des tiefblauen, ammoniakhaltigen Salzes „schwefelsaurem Kupferoxydammoniak“ (*Cuprum sulfuricum ammoniatum*, auch Kupriammoniumsulfat, Kupfersalmiak und Tetramminkupfer(II)-sulfat-Monohydrat genannt). *Van Helmont* war einer der ersten, der Waagen verwendete.

Seine Art des Vorgehens zeigen zwei von ihm durchgeführte Experimente. Zur Widerlegung der antiken Vier-Elemente-Lehre nahm er einen fünf Pfund schweren Weidenschössling. Um zu beweisen, dass nur Luft und Wasser elementare Materien seien, grub er den Schössling aus, entfernte die Erde von den Wurzeln und wog ihn ab. Dann verpflanzte er ihn in einen Topf voll ebenfalls abgewogener Erde. Der Baum wurde dann regelmäßig mit Wasser gegossen, ohne dass sonst noch etwas hinzugefügt wurde. Fünf Jahre später zog er die Weide aus der Erde des Topfes und wog beides ein zweites Mal. Der Baum wog nun 169 Pfund und 3 Unzen, die Erde aber hatte nur zwei Unzen an Gewicht verloren. Seine Schlussfolgerung war klar: „164 Pfund Holz, Rinde und Wurzeln entstanden aus Wasser allein“.

3.3.2 Brand – ein neuartiger Lichtträger (1669/1675)

Andere Gelehrte versuchten weiterhin, den Stein der Weisen zu finden. 1669 entdeckte der Hamburger Arzt und Pharmazeut *Hennig Brand* (um 1630 – 1692), dass das Erhitzen von altem, abgestandenen Urin unter Ausschluss von Luft zur Entstehung eines geheimnisvollen, selbstleuchtenden Stoffes führen kann. Er nannte ihn *Phosphorus*, Lichtträger, und erzählte 1675 seinen Freunden davon. Der Alchimist *Johann Kunckel* hatte sich mit Leuchterscheinungen bei Steinen beschäftigt (Phosphoreszenz), und als er von *Brands* Entdeckung hörte, kam er nach Hamburg, um diesen leuchtenden Stoff zu sehen und von *Brand* zu kaufen. *Brand* verkaufte nicht. Er dachte, *Kunckel* wolle das Geheimnis der Herstellung selbst herausfinden. *Kunckel* schrieb seinem Alchemistenkollegen *Johann Daniel Kraft* in Dresden von *Brands* Entdeckung. Dieser reiste dann nach Hamburg, ohne es *Kunckel* zu verraten, und hinter *Kunckels* Rücken verkaufte *Brand* allen vorrätigen Phosphor an *Kraft*, aber unter der Bedingung, niemandem davon zu erzählen. Später schrieb *Brand* aber selbst an *Kunckel* über den Verkauf. *Kunckel* empörte sich und von nun an verspottete er *Brand* und bezweifelte dessen Recht auf den Dokortitel. Mit der Zeit fand *Kunckel* selbst heraus, wie er Phosphor herstellen konnte.

Kraft jedoch verdiente inzwischen sehr viel Geld damit, den Phosphor verschiedenen gekrönten Häuptern Europas vorzustellen, so auch dem Herzog *Johann Friedrich* von Sachsen und dem Gelehrten *Gottfried Leibniz* (*Kraft* bekam 1678/1679 allein in Hannover zum Beispiel sechs Monate Gehalt im Voraus für sein Geheimnis). Ein Leuchtstoff aus der Verwertung von Urin! *Brands* Präsentation der Phosphorherstellung in Hannover sorgte für eine schnelle Verbreitung seiner Entdeckung. Auch andere Chemiker, darunter *Johann Joachim Becher* und *Robert Boyle*, behaupteten nun, Phosphor herstellen zu können, und *Boyles* Assistent *Ambrose Godfrey Hanckwitz* wurde sogar zu einem führenden Fabrikanten von Phosphor mit einem Monopol in London. *Brand* starb etwa 1693.

3.3.3 Kunckel – ein neues Glasschmelzverfahren (1677/80)

Kunckel war ein deutscher Apotheker, Alchimist und Glasmacher. Wie *Glauber* gehörte er zu den Alchimisten, die ihre Fähigkeiten einsetzten für eine gewerbliche Entwicklung statt nur Transmutationsversuche zu unternehmen. Als er Gold in einer ganz besonderen Form einsetzte um neue Schmelzverfahren zur Herstellung von Goldrubinglas einzusetzen, machte er eine besondere, neue Erfahrung.

Es begann damit, dass um 1630 ein Schumacher in Bologna die Phosphoreszenz einiger Steine entdeckt hatte, und *Kunckel* experimentierte mit Phosphor und an der Scheidung der Metalle. Kurfürsten *Johann Georg II.* von Sachsen rief ihn 1677 zu sich an den Hof. *Kunckel* wurde sein „Geheimer Kammerdiener und Chymicum des Kurfürstlichen geheimen Laboratori“. Das üppige „Gehalt von 1000 Thalern“ lässt vermuten, dass der Kurfürst *Kunckel* für einen Goldmacher hielt. Fürsten damals sahen einen einfachen Weg darin, sich die Mittel für wachsende Staatsausgaben und aufwändige Hofhaltung zu beschaffen. Durch die alchimistische Transmutation (Umwandlung) unedler Metalle in Gold und Silber, so hofften sie, könne man jede erwünschte Geldmenge besorgen. *Kunckel* jedoch reichte das Gehalt nicht aus und er beschwerte er sich in Dresden. Der kurfürstliche Minister antwortete: „Kann *Kunckel* Gold machen, so bedarf er kein Geld, kann er solches aber nicht, warum solle man ihm Geld geben?“ – vielleicht auch, weil ihn Neider denunziert hatten. Also nahm *Kunckel* schnell eine Einladung des Leibarztes des Kurfürsten *Friedrich* von Brandenburg an, er solle dem Kurfürsten den berühmt gewordenen Phosphor zeigen. Hier unter-

nahm *Kunckel* auch Versuche, Kristallglas herzustellen. Dieses wurde in Venedig seit dem 15. Jahrhundert aus Sand und Pottasche in Hafenöfen bei über 1400 °C hergestellt, doch es war farblos, und die alten, farbigen Gläser aus mittelalterlichen Kirchenfenstern waren von minderer Qualität. Also experimentierte *Kunckel* um 1680 mit verschiedenen Gemengen und Herstellungsverfahren für farbige Gläser. Er variierte die Zusammensetzung des Glasflusses, die Technologie des Aufschmelzens und der Temperaturführung und die nachträglichen, sorgfältig kontrollierten Temperprozesse. *Andreas Cassius* hatte 1673 in Hamburg ein neues Pigment entdeckt, den Goldpurpur, als er wässrige Goldsalzlösungen mit Zinn(II)-chloridlösungen versetzt hatte. Farblose Glasschmelzen, denen *Kunckel* den *Cassius*'schen Goldpurpur beige setzt hatte, nahmen bei bestimmten, sorgfältig kontrollierten Temperprozessen plötzlich eine kräftige rubinrote Farbe an. Er hatte Goldrubinglas hergestellt.

Kunckels neuer Verfahrensablauf und erst recht die leuchtend roten Produkte waren so vortrefflich, dass der Kurfürst ihm ein Privileg zum Verkauf des von ihm fabrizierten Kristallglases verlieh. *Kunckels* Rubingläser wurden begehrte Staatsgeschenke, sein *modus procedendi* Geheimsache (ein Monopol). Der Fürst schenkte ihm 1685 Pfauenwerder bei Potsdam – die ganze Insel, inklusive des Rechts des freien Brauens, Backens und Branntweimbrennens, befreit von allen Abgaben, Steuern und Diensten, und zum Bau einer eigenen Windmühle.

Das Staatsgeheimnis aber blieb nicht lange geheim. Die Konkurrenz bestach einen seiner Glasmacher. „In wäherender Zeit“, berichtet *Kunckel* 1716 in seinem Werk *Laboratorium Chymicum* von 1716, „hatte der *D. Cassius* die Bereitung des Goldes ziemlich gemein gemacht, biß es auch an den hochseligen Fürsten von Sachsen-Lauenburg zu Schlackewert gekommen. Der wuste zwar die Composition, aber den *modus procedendi* nicht, wie man es roth bekommen sollte, biß er mir meinen Crystal-macher abhängig machte, da er dann viel von dergleichen Gläsern verkauffen ließ.“

Das Monopol war gebrochen, und dann, nach dem Tod von Kurfürst *Friedrich Wilhelm*, fiel *Kunckel* bei dessen Nachfolger auch noch in Ungnade. Eine hohe Geldstrafe gegen ihn wurde verhängt. Eine bittere Erfahrung. Er verkaufte sein Haus in Berlin, gab das Glasgeschäft auf und zog 1692 nach Schweden, wo er an neuen Verfahren zur Verhüttung von Kupfererzen arbeitete. Er wurde zum Königlichen Bergrat ernannt und 1693 durch König *Karl XI.* in den Adelsstand erhoben.

Kunckel hatte damit übrigens ausgesprochenes Glück. Der sächsische Kurfürst *August der Starke*, 1670-1733, Kurfürst ab 1694, ließ seinen Kollegen, den Alchimisten *Johann Friedrich Böttger* (1682-1719), gewaltsam auf die Festung Königstein bringen, wo er unter militärischer Bewachung experimentieren und Gold machen sollte – im Falle eines Mißerfolges drohte ihm die Todesstrafe. *Böttger* aber konnte seinen Kopf retten: ihm glückte 1707 die Herstellung des ersten weißen Porzellans in Europa, auch „weißes Gold“ genannt. Dem jungen *Böttger* war *Kunckel* zuvor ein väterlicher Freund gewesen. Er hatte mit ihm experimentiert, auch an der Herstellung von Gold aus unedlen Metallen, der Transmutation (Antimon galt hier als ein hervorragendes Vorbild: Wein, den man in einem Becher aus Antimon aufbewahrte, wurde über nacht zu einem äußerst wirksamen Brechmittel, was als heilende Körperreinigung gedeutet wurde. Die chemische Reaktion der Weinsäure mit dem Gefäßmaterial erzeugt eine Verbindung, die noch heute Brechweinstein genannt wird.).

Kunckels Buch „*Ars Vitrarya Experimentalis* oder vollkommene Glasmacher-Kunst“ von 1679 war das erste seiner Art im deutschen Sprachraum. Es beeinflusste die europäische Glasmacherei in den folgenden hundert Jahren. *Kunckels* Förderer, der Große Kurfürst,

hatte *Kunckels* Herstellung von hochwertigem Glas nicht allein aus wirtschaftlichen Erwägungen unterstützt, sondern auch aus Freude an schönen Dingen (und an den Frauen) – und zwar, wie er gesagt haben soll, mit finanziellen Mitteln, die er zuvor am Spieltisch und für Feuerwerke verschwendet habe.

Der große Chemiker *Justus von Liebig* (1803-1873) schrieb über *Kunckel* 1865: „Unter den Alchimisten befand sich stets ein Kern echter Naturforscher, die sich in ihren theoretischen Ansichten häufig selbst täuschten, während die fahrenden Goldköche sich und andere betrogen.“ Er nannte *Glauber*, da er sich um die Entwicklung von Schmelzöfen verdient gemacht hatte, den Porzellantechniker *Johann Friedrich Böttger* und den Glastechnologen *Johann Kunckel*. Ihre Leistungen, so *Liebig*, könnten „den größten Entdeckungen unseres Jahrhunderts gleichgestellt werden“.

3.4 Boyle, der „Vater der Chemie“

3.4.1 Druck und Gasvolumen (1640/1660)

Am 31. Dezember 1691 starb in London *Robert Boyle*, geboren 1626. Sir *Isaac Newton* persönlich kam im Januar 1692 zur Beisetzung, und auf *Boyles* Grabstein wurde die Ehrung „Vater der Chemie“ verzeichnet. Er wurde durch sein Beispiel zum Mitbegründer der modernen Naturwissenschaften, durch exakte und detailliert veröffentlichte Experimente. Und was *van Helmont* noch als Chaos beschrieben hatte – *Boyle* hatte es experimentell in die messbaren Größen Druck und Volumen gefasst. Das Resultat war die Erkenntnis des Naturgesetzes, dass das Produkt aus dem Druck und dem Volumen einer Gasportion bei gleichbleibender Temperatur konstant ist, oder mathematisch ausgedrückt: $p \cdot V = \text{const}$.

Seine „Laufbahn“ begann 1635, als er mit acht Jahren von Irland aus auf das Eton College in die englische Grafschaft Berkshire geschickt wurde. 1639, mit zwölf Jahren, begann er ein Studium in Genf. Er studierte Jura, Philosophie, alte Sprachen, Mathematik, Theologie und die Naturwissenschaften, später auch in Florenz, wo er auch die Werke *Galileo Galileis* las (der dort 1642 gestorben war). 1644 wieder in England schrieb er sein Buch *Ethik*, und ab 1648 forschte er auf dem Gebiet der Chemie, wobei er Schriften von *van Helmont*, *Francis Bacon* und *René Descartes* studierte. Er war tief religiös, unverheiratet und wohlhabend, und niemand störte ihn, wenn er in seinem Labor werkelt und viele Wissenschaftler empfing.

Sein Interesse galt der Luft. *Otto von Guericke* hatte es geschafft, Luft aus geschlossenen Räumen herauszupumpen (schon *Galilei* hatte versucht, Luft zu wiegen). Nachdem *von Guericke* 1648 von den Verhandlungen zum Westfälischen Frieden heimgekehrt war, erfand er 1649 die Kolbenvakuumpumpe und konnte zeigen, dass Licht den luftleeren Raum durchdringt, nicht aber der Schall. Die Kraft des Luftdruckes hatte er 1654 auf dem Reichstag zu Regensburg demonstriert, und im Sommer 1657 das berühmte Experiment mit 16 Pferden und den Magdeburger Halbkugeln vorgeführt. Ein anderes Demonstrationsexperiment zeigte, dass der Luftdruck stärker war als 50 Männer, die es nicht schafften, einen über eine Ablenkrolle laufenden Kolben am Absinken zu hindern, als *von Guericke* die Luft aus dem Zylinder unter dem Kolben absaugte (Erfindung der Hebesmaschine). Das Experiment bewies: Das Vakuum saugte keine Materie an, wie *Aristoteles* behauptet hatte, sondern es war die Materie (Luft), die mit Macht in das Vakuum drängte („*horror vacui*“). Und als *von Guericke* dann auch noch eine Art Luftdruckmesser erfunden und 1660 erfolg-

reich zur Vorhersage eines Unwetters eingesetzt hatte, war sein Ruhm scheinbar grenzenlos.

Robert Boyle und *Robert Hooke* verbesserten die Luftpumpe. 1660 erfand *Boyle* dabei das Barometer, indem er ein U-förmiges Rohr zur Luftdruckmessung nutzte, das mit der Öffnung nach unten in eine Sperrflüssigkeit getaucht worden war (pneumatische Wanne, mit Wasser oder Quecksilber). Ein aufgeklebter, kalibrierter Papierstreifen half, den Luftdruck genauer zu messen. Als er den Luftdruck mit der Luftpumpe verringerte, zeigte sich, dass Luftdruck und Volumen zueinander immer umgekehrt proportional sind (veröffentlicht 1662). Unabhängig von *Boyle* entdeckte auch *Edme Mariotte* 1676 diesen Zusammenhang, und so wurde die entdeckte Gesetzmäßigkeit nach den beiden Forschern benannt, das Gasgesetz von *Boyle-Mariotte* (1659 konnte *Boyle* mit Hilfe seiner Pumpe zeigen, dass alle Körper mit derselben Geschwindigkeit zu Boden fallen, wenn man den Luftwiderstand vernachlässigen kann, wie *Galileo Galilei* vermutet hatte).

3.4.2 Zusammengesetzte Reinstoffe und Elemente (1661)

Noch bedeutender wurde sein 1661 veröffentlichtes, zweites Buch *The Sceptical Chymist*, der skeptische Chemiker. Mutig und auf Grund seiner Versuchsergebnisse widersprach er den bisherigen Autoritäten. *Empedokles* hatte von vier Elementen gesprochen? *Paracelsus* hatte behauptet, die drei Substanzen Sulphur (Schwefel, die brennbare Seele), Mercurius (Quecksilber, der flüchtige Geist) und Sal (Salz, das Beständige im Körper) würden im menschlichen Körper zusammenwirken? Seine Experimente würden zeigen, dass Stoffen wie Gold, Quecksilber oder Kupfer "Elemente" bzw. "ungemischte Körper" seien, denn er habe deren Metallsalze hergestellt und daraus wieder die reinen Metalle zurückgewonnen. Die Metallsalze also seien "gemischte Körper", zusammengesetzt und zerlegbar, die Metalle aber „Elemente“:

Noch bedeutender wurde sein 1661 veröffentlichtes, zweites Buch *The Sceptical Chymist*, der skeptische Chemiker. Mutig und auf Grund seiner Versuchsergebnisse widersprach er den bisherigen Autoritäten. *Empedokles* hatte von vier Elementen gesprochen? *Paracelsus* hatte behauptet, die drei Substanzen Sulphur (Schwefel, die brennbare Seele), Mercurius (Quecksilber, der flüchtige Geist) und Sal (Salz, das Beständige im Körper) würden im menschlichen Körper zusammenwirken? Seine Experimente würden zeigen, dass Stoffen wie Gold, Quecksilber oder Kupfer „Elemente“ bzw. „ungemischte Körper“ seien, denn er habe deren Metallsalze hergestellt und daraus wieder die reinen Metalle zurückgewonnen. Die Metallsalze also seien "gemischte Körper", zusammengesetzt und zerlegbar, die Metalle aber „Elemente“:

„I now mean by Elements ... certain Primitive and Simple, or perfectly unmingled bodies; which not being made of any other bodies, or of one another, are the Ingredients of all those call'd perfectly mixt Bodies are immediately compounded, and into which they are ultimately resolved (Ich verstehe nun unter Elementen ... gewisse ursprüngliche und einfache oder vollkommen gemischte ungemischte Körper; da sie nicht eins aus dem anderen oder aus anderen Körpern gemacht sind, sind sie die Bestandteile, aus welchen alle sogenannten vollkommen gemischten Körper direkt zusammengesetzt sind und in welche sie letztthin zerlegt werden).“ (R. Boyle 1661 in: The Sceptical Chymist, S. 350).

Seine neue Definition des Begriffes „Element“ sowie die Schrift insgesamt erregten ein ungeheures Aufsehen unter den Gelehrten. Die Vorgänge bei chemischen Reaktionen wurden fortan genauer untersucht, ins Besondere bei der „Verkalkung“ der Metalle (starke

Erhitzung der Metalle mit Feuer und Luft). Das Gewicht der salzartigen Produkte, so *Boyles* Messungen, nahm im Vergleich zu dem des unverbrannten Metalles doch zu – wie, so fragte man bald, konnte man da noch behaupten, ein „Feuerstoff“ (*Phlogiston*) entweiche bei der Verbrennung? Hatte das *Phlogiston* etwa ein negatives Gewicht?

Chemie, so *Boyle*, ist die Wissenschaft von der Zusammensetzung der Substanzen. Es gibt reine Substanzen und Substanzgemische, und bei den reinen Substanzen (Reinstoffen) zusammengesetzte Stoffe (composed substances, substantia composita) und solche, die chemisch unzerlegbar sind, die Bausteine der Materie (Elemente). Die Definitionen dieser Grundbegriffe wurden in der Chemie zu Grundsätzen:

Chemie ist die Wissenschaft der Stoffe und Stoffumwandlungen.
Stoffgemische lassen sich in Reinstoffe auftrennen.
Elemente sind chemisch nicht zerlegbare Reinstoffe, alle anderen Reinstoffe sind aus ihnen zusammengesetzt („Verbindungen“).

Auf der Grundlage dieser Unterscheidung konnte *Boyle* riesige Fortschritte machen, als er Bestandteile unbekannter Stoffportionen bestimmte. Dieses Vorgehen bezeichnete er als Analyse, und seine nasschemische Analysentechnik ließ sich gut auf Erzproben anwenden, so dass er nachweisen konnte, welche Metalle in ihnen gebunden waren. Für solche Analysen lieferte *Boyle* 1685 folgende Versuchsvorschrift (Von *Fr. Hoffman* 1703 um die Punkte 6 und 7 erweitert):

- 1.) Bestimme Temperatur und Dichte der Flüssigkeitsprobe,
- 2.) Bestimme Farbe, Geruch und Wirkung auf die Haut,
- 3.) Ermittle bewegliche Teilchen unter dem Mikroskop und Veränderungen durch Einwirkung von Luft,
- 4.) Teste die Lösung mit Galläpfelsaft (färbt Eisensalze schwarz und Kupfersalze rot),
- 5.) Teste sie mit Veilchensaft (zeigt Laugen durch Grünfärbung an).
- 6.) Teste auf Kochsalzgehalt mit Silbernitratlösung („Höllenstein“),
- 7.) Teste auf Sulfide mit Silberbesteck (Bildung schwarzer Silbersulfidbeläge, da Schwefel mit Silber reagiert).

Die im 18. Jh. bekannten Reagenzien für Nachweisreaktionen waren: Lackmus, Veilchensaft, Galläpfelextrakt, Schwefel- und Oxalsäure, Pottasche, gelöschter Kalk bzw. Kalkwasser, Silbernitrat, Bleiazetat, Spiritus (nach *Bergmann*, 1780). Manche Nachweisreaktionen waren schon früher bekannt: *Plinius* kannte den Nachweis für Eisensalze im Grünspan (mit Galläpfelsaft), *Libavius* entdeckte 1597 die erste Methode zum Nachweis gelösten Ammoniaks in Wasser (mit Kupfersalzlösungen), und schon *Tachenius* hatte Salze im 16. Jahrhundert als Verbindungen aus Säuren und Alkalien, eine Bezeichnung, die von arabisch القلية / „*al-kalya*“ = die (Pott-) Asche herrührt.

Boyle lieferte mit seinen Versuchsvorschriften so auch Anfänge der Analytischen Chemie. Er forderte wie *Francis Bacon*, man solle gründliche experimentelle Methoden in naturwissenschaftlichen Bereichen anwenden und die Beobachtungen überprüfen. Erst dann solle man Theorien formulieren. Die Erforschung der Stoffeigenschaften sei eine wissenschaftliche Aufgabe, die der Chemie. Man solle die Stoffe einer untersuchenden Auflösung unterziehen, einer Analyse, so wie man zum Beispiel Lösungen und Salze zum Nachweis von Säuren und Basen mit Indikatoren (Lackmus, Veilchen) versetzt. *Boyle* stellte wichtige Fragen: Wer hat

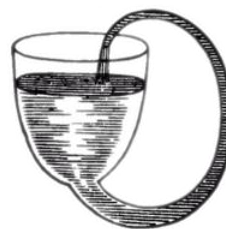


Abb. 23: *Boyles* "hydrostatic perpetual motion", die "Selbstfließende Flasche" (ein "perpetuum mobile")

Gold oder auch Glas in seine Elemente zerlegt? Waren diese nicht zerlegbaren Stoffe möglicherweise Elemente? Warum entstand beim normalen Trockendestillieren von Holz Holzsäure, eine damals nachweisbare Säure, und bei der Destillation von Holz über Korallen „Holzgeist“, also ein anderes, nichtsaures Destillat? Welche Gründe gab es für die Entstehung unterschiedlicher Stoffe? Und warum, so hatte er 1660 beobachtet, starb eine Maus in einer geschlossenen Kammer genau in demselben Moment, in dem eine in dieser Kammer brennende Kerze erlischt? Entstehen „zusammengesetzte Stoffe“ aus den Elementen dadurch, dass sich kleinste Element-Teilchen kombinieren? Seine Teilchen-Theorie (*corpuscularian theory*) lautete: Materie besteht aus einer Vielzahl von kleinsten Teilchen, die in verschiedener Weise kombinierbar sind und kleine Körper bilden (*corpuscles*, Korpuskel). Diese auf Grund von Beobachtungen chemischer Reaktionen formulierte Vermutung war jedoch, wie Boyle wusste, nicht (noch nicht) zu beweisen, sie blieb eine physikalische Hypothese. Experimentell bewiesen hingegen hatte er das nach ihm benannte Naturgesetz:

Das Produkt aus dem Druck und dem Volumen einer Gasportion ist bei gleichbleibender Temperatur konstant: $p \cdot V = \text{const.}$

(Gasgesetz von Boyle)

Unabhängig von Boyle hat auch *Edme Mariotte* (1620-1684) 1676 diese Entdeckung gemacht (und somit die Entdeckung von Boyle bestätigt). Das Gesetz wird daher auch als *Boyle-Mariotte-Gesetz* bezeichnet.

3.5 Cavendish – entzündliche Luft und das Gewicht der Erde (1766/1797)

Spätestens seit *Glauber* war bekannt, dass Metalle mit Mineralsäuren immer zu Salzen reagieren. Als der Adlige *Henry Cavendish* (1731-1810) im Jahre 1766 Metall in Säure löste, entdeckte er, dass dabei eine Art Luft entstand. Diese künstliche Luft war sogar entzündlich, so bezeichnete er sie als *inflammable air* (Auch Boyle hatte sie um 1760 beobachtet, und vor ihm schon der Alchimist und *Paracelsus*-Anhänger *Théodore Turquet de Mayerne*. Dieser hatte um 1620 festgestellt, dass das Auflösen von Eisen in Säuren eine luftförmige Substanz ergab, die in Kontakt mit einer Flamme laute Knallgeräusche erzeugen konnte (Knallgas). Er veröffentlichte seine Entdeckung 1700 im der *Pharmacopeia*, dem Verzeichnis aller Medikamente in England, in das er auch den gesundheitsschädlichen Stoff Calomel bzw. Quecksilber(I)-chlorid als eine Medizin gegen Syphilis aufnehmen ließ.).

Diese Reaktion folgte also immer einem Schema: Metall und Säure reagierten zum Salz des Metalles und zur entzündlichen Luft. *Cavendish* veröffentlichte seine Entdeckung in seiner ersten wissenschaftlichen Arbeit 1766 unter dem Titel *Experiments on Factitious Airs* (Experimente mit künstlichen Luftarten). 1772 fand er eine weitere „Luftart“, einen Bestandteil der Luft, der die Verbrennung nicht unterhält und Flammen erstickt (das Element wurde später Stickstoff genannt). Und als er später sah, wie der Tuchmachersohn und Prediger *Joseph Priestley* (1733-1804) Knallgasversuche machte, konnte *Cavendish* schließlich 1781 zeigen, dass dabei zarte Beläge einer klaren, geruchs- und geschmacklosen Flüssigkeit entstanden, „künstliches Wasser“. Wasser also war kein Element – es ist ein „zusammengesetzter Stoff“, ein Stoffgemisch aus der „entzündlichen Luft“ und der einige Jahre zuvor von *Scheele* und *Priestley* entdeckten „Feuerluft“.

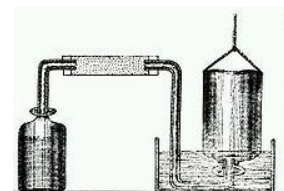
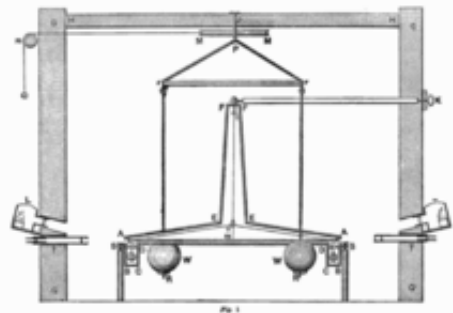


Abb. 24: Cavendishs Apparat zum Erzeugen und Sammeln des Wasserstoffs

Cavendish war ein notorisch schüchterner, schweigsamer, eventuell sogar autistisch veranlagter Mann. Er war recht groß, galt als Exzentriker, bestellte sein tägliches Abendessen über Zettel, die er auf dem Flurtisch hinterlegte, und kleidete sich immer nur mit einem abgetragenen, verblassten, violetten Samtanzug und einem Dreispitz aus dem vergangenen Jahrhundert. Wenn die Stimme des wortkargen Einzelgängers erschall, so war sie dünn und schrill. Er forschte penibel und exakt, akkurat und mit höchster Genauigkeit. Das half ihm, die Zusammensetzung der Luft zu ergründen, die Eigenschaften mehrerer Gase zu untersuchen, Wasser erstmals „künstlich“ herzustellen, das Gesetz der elektrischen Anziehung und Abstoßung zu entdecken und eine mechanische Theorie von Wärme zu formulieren. Die von ihm gewonnene *inflammable air* war für ihn die Darstellung des reinen Phlogistons.

1797 gelang ihm eine weitere, wegweisende Entdeckung, die auch als „Wiegen der Erde“ bezeichnet wurde. Er schaffte es, erstmals die gegenseitige Anziehung von zwei Körpern bekannter Masse zu beobachten, die *Isaac Newton* in seinem Gravitationsgesetz vorausgesagt hatte. *Cavendish* nahm eine hochempfindliche Drehwaage, schirmte alle bekannten Störeinflüsse ab, ins Besondere den Einfluss geringster Temperaturschwankungen. Selbst seine Körperwärme hätte das Ergebnis verfälschen können. Also bediente er sein Experiment aus einem anderen Raum und nahm zum Ablesen der Messwerte ein Fernrohr. Es gelang, und die hieraus berechenbare, erste experimentelle Bestimmung der mittleren Dichte der Erde erlaubte ihm, auch die Masse der Erde zu berechnen.

Viele seiner Experimente blieben zu Lebzeiten unveröffentlicht. Erst gegen Ende des 19. Jahrhunderts, als sich *James Clerk Maxwell* die Aufzeichnungen von *Cavendish* ansah, wurde herausgefunden, dass *Cavendish* spätere Entdeckungen wie das spätere *Ohm'sche* Gesetz, die Gesetze von *Dalton* und *Gay-Lussac* und das Prinzip der elektrischen Leitfähigkeit schon lange vorher entdeckt hatte.



$$\frac{F_{\text{Probe}}}{F_{\text{Erde}}} = \frac{\frac{m_1 \cdot m_2}{R_{12}^2}}{\frac{M_{\text{Erde}} \cdot m_2}{R_{\text{Erde}}^2}} = \frac{m_1 \cdot R_{\text{Erde}}^2}{M_{\text{Erde}} \cdot R_{12}^2}$$

Abb. 25: *Cavendish*-Experiment – Apparatur und Berechnungsformel (1798)

3.6 Priestley und Scheele: Dephlogestirierte Luft (Feuerluft, 1774)

3.6.1 Scheele – organische Säuren, dephlogestirierte Luft und andere Läfte (1769/1772)

Der schwedische Apotheker und Chemiker *Carl Wilhelm Scheele* (1742-1786) war der Sohn eines angesehenen Brauers und Kornhändlers aus Stralsund, das seit dem Dreißigjährigen Krieg zum schwedisch beherrschten Teil von Pommern gehörte. Scheele zog 1757 nach Göteborg in Schweden, wo er in der Apotheke „Zum Einhorn“ seine Lehre begann. In Malmö, später in Stockholm und ab 1770 in Uppsala widmete er sich immer mehr der Chemie. Er untersuchte organische Stoffe. 1769 fand er, wie man aus Weinstein Weinsäure herstellen konnte – die erste chemische Herstellung einer Säure, die aus einem in lebenden Organismen vorkommenden Stoff gelang. Er hatte somit „den Bogen raus“, wie man eine „organischen“ Säure synthetisieren kann, und so folgten Erstherstellungen weiterer organi-

scher Säuren: die der Citronensäure 1784, der Apfelsäure 1785, der Gallussäure 1786 und der Milchsäure 1780.

Dann kam er darauf, verschiedene luftartige Stoffe zu untersuchen, die er in Ochsen- und Schweinsblasen, Kolben, Retorten, Gläsern und *bouteillen* (Flaschen) auffing. Ihm war die Herstellung der Gase Ammoniak, Schwefelwasserstoff und Fluorwasserstoff (1771) gelungen, später auch von hochgiftigem Arsenwasserstoff (1774) und von „dephlogestierter Salzsäure“ (aus Braunsterin und Salzsäure gewonnenes Chlorgas), von der er sogar nachweisen konnte, dass sie ein chemisch nicht weiter zerklegbarer Stoff ist.



Abb. 26: Scheeles Apotheke in Köping

Besonders bedeutsam war seine Beobachtungen von 1772. „Fixe Luft“, die man aus Kalk und Säuren erzeugen konnte, brachte Kerzen zum Erlöschen, war aber Bestandteil der „ordinären“ Luft. Als er feuchte Eisenfeilspäne in einem geschlossenen Kolben stehen ließ, beobachtete er, dass das Volumen der Luft darüber nach einigen Stunden um etwa ein Fünftel abgenommen hatte. Die Eisenspäne wurden zu einem rostbraunen bis schwarzen Gemisch und die restliche Luft war „verbraucht“. Eine in diese „verdorbene Luft“ gebrachte, brennende Kerze erlosch augenblicklich.

Luft also war ein „Compositum“, ein zusammengesetzter Stoff, und ihren zweiten Hauptbestandteil entdeckte er, als er ein Gemisch aus Kalksalpeter und Vitriolöl erhitzte (Kalziumnitrat und Schwefelsäure). Die Masse schäumte auf. Er fing den entweichenden, luftartigen Stoff in einem Glaszylinder auf. Eine hierin entzündete Kerze erlosch nicht – sie brannte im Gegenteil viel rascher ab, und das mit einer hell leuchtenden Flamme! Das musste der Bestandteil in der „ordinären“ Luft sein, der das feuchte Eisen braun werden ließ, und tatsächlich reagierte ein Gemisch aus dieser „Feuerluft“ mit der „verdorbene“ Luft genau so wie „ordinäre“ Luft. Scheeles „Feuerluft“ hielt sogar Mäuse, Ratten, Blutegel, Bienen und Fliegen in abgeschlossenen Gefäßen am Leben – sobald sie aber aufgebraucht war, verendeten die Tiere. Scheele testete, ob die Feuerluft auch seine Atmung unterhält. Er schaffte es, aus einer luftgefüllten Ochsenblase 24mal ein- und auszuatmen, ohne abzusetzen. Dann wurde ihm schwarz vor Augen. Er wiederholte den Versuch mit der Blase, in die er nun seine „Feuerluft“ gepumpt hatte: Nun schaffte er 65 Atemzüge. Mensch und Tier also atmen Feuerluft ein und fixe Luft aus.

Seine Entdeckung veröffentlichte er 1777 (in: Chemische Abhandlung von der Luft und dem Feuer). Es war (fast) zu spät: Ein gewisser *Joseph Priestley* hatte den Stoff unabhängig von ihm schon 1774 entdeckt, so dass ein Teil des Ruhmes an ihn ging. *Cavendish* hatte sogar schon 1772 bekannt gegeben, dass es einen Luftbestandteil gibt, der die Verbrennung nicht unterhält und Flammen erstickt: den Stickstoff. Und auch der Franzose *Antoine Laurent Lavoisier* hatte 1772 eine Substanz gefunden, die als „dephlogestierete Luft“ oder „Lebensluft“ bezeichnet worden war. 1787 hatte er sie in „Sauerstoff“ umbenannt.

Der Apotheker *Carl Wilhelm Scheele* wandte sich neuen Forschungsobjekten zu. Er fand Glycerin im Olivenöl (er nannte es „Ölsüß“) und ein angenehm nach Bittermandel riechendes Gas, das sich aus dem Tintenfarbstoff „Berliner Blau“ herstellen ließ. Er bezeichnete es als „Berlinerblausäure“ oder auch „Blausäure“ – und zum Glück überlebte er, denn schon ein bis zwei Milligramm seiner gut in Wasser löslichen „Blausäure“ wirken töd-

lich, wobei die Aufnahme auch über Haut und Atemwege erfolgen kann (ins Besondere über den Schweiß).

Scheele entdeckte, dass Gase an Holzkohle adsorbiert werden können. Er bemerkte, dass Speisen beim Kochen in geschlossenen Gefäßen mit Essig konserviert werden können, und dass Silberchlorid in Abhängigkeit von der spektralen Zusammensetzung des Lichtes zersetzt und in Ammoniak unlöslich wird (als Fixiermittel für die spätere Schwarzweiß-Fotografie). 1875 erkrankte er. Sein Tod nahte. Seine Haushälterin *Margarethe Pohl* pflegte ihn. Er heiratete sie, setzte sie testamentarisch zu seiner Universalerbin ein und starb 1786, vermutlich an einer Quecksilbervergiftung.

3.6.2 Priestley – die „Feuerluft“ (1772)

Joseph Priestley (1733 – 1804), Tuchmachersohn, Lehrer und Theologe, hatte kein leichts Leben. Er trat für Menschenrechte ein und für die Ideale der Französischen Revolution. Eine Einladung an ihn, als Astronom an James Cooks Expedition zur Beobachtung des Venusdurchgangs vor der Sonne teilzunehmen, wurde wegen seiner radikal-reformatorischen Glaubensansichten zurückgezogen. Eines seiner Bücher wurde 1785 öffentlich als häretisch verbrannt und 1791 musste er nach vier Tage lang anhaltenden Aufständen gegen sein Wirken nach London fliehen, und 1794 in die USA. Er verlor in Birmingham sein Haus, sein Labor und eine Menge unveröffentlichter Manuskripte, und Karikaturisten zeichneten ihn am Galgen.

Aber er hatte 1772 „dephlogestirte Luft“ entdeckt, wie er in dem zwischen 1774 und 1780 verfassten, fünfbändigen Werk *Experiments and Observations on different kinds of Air* beschrieb. Und Möglichkeiten zur Herstellung weiterer Gase, die er mit Bezeichnungen wie „nitrous air“, „red nitrous vapor“, „diminished nitrous air“ (Lachgas) und „marine acid air“ versah (heute werden die von ihm erstmals hergestellten Gase Stickstoff- und Schwefeldioxid, Kohlenstoff und Distickstoffmonoxid, Ammoniak, Chlor- und Schwefelwasserstoff sowie Ailiziumtetrafluorid genannt). Am 1.8.1774 führte er vor, wie er beim Erhitzen von Quecksilber(II)-oxid reines Quecksilber erhielt, und ein neues, farbloses Gas, das Verbrennungsvorgänge stark fördert. Seine *dephlogisticated air* war in Wasser unlöslich, und es ließ sich auch durch Erhitzen von Salpeter gewinnen.

Priestley und *Scheele* hatten also beide eine für die Chemie grundlegende Entdeckung gemacht:

Luft ist kein Element, sondern ein aus Gasen „zusammengesetzter“ Stoff (ein Stoffgemisch).



Abb. 27: Eine zeitgenössische Karikatur von Priestley (death pain cartoon), die zeigt, dass man ihn und einen seiner Kollegen gerne am Galgen gesehen hätte

4 Die „klassische“ Chemie (18. Jahrhundert)

4.1 Der Todesstoß für die Phlogistontheorie

4.1.1 Lavoisier – das Ende der Phlogistontheorie (1772/73)

Es war der 8. Mai 1794. Die von weither sichtbare, rot gestrichene Guillotine verrichtete ihre Arbeit mit Präzision und Schnelligkeit. Wieder einmal hatte das Gerät, das in der Französischen Revolution das Köpfen erleichtern und beschleunigen sollte, die Hinrichtung, wie man meinte, „humanisiert“ und das Leiden des Hingerichteten verkürzt.

Der Verurteilte war die Stufen zum Schafott aufrechten Ganges hinaufgeschritten. Die Haare waren zur Hinrichtung kurz geschnitten worden, der Hals freigemacht. Der Kopf des wegen Erpressung und Steuereintreibung hingerichteten Hauptzollpächters und Inspektors der Schießpulver-Verwaltung des verhassten Franzosenkönigs fiel in den Sack und der anwesende Mathematiker *Joseph-Louis Lagrange* (1736-1813) flüsterte seinen Freunden zu: „*Il ne leur a fallu qu'un moment pour faire tomber cette tête, et cent années peut-être ne suffiront pas pour en reproduire une semblable* – Sie brauchten nur einen Moment, um diesen Kopf abzuschlagen, aber hundert Jahre genügen vielleicht nicht, einen ähnlichen hervorzu bringen.“. Der Richter des Revolutionstribunals hatte demgegenüber nur festgestellt: „*La république n'a pas besoin de savants et de chimistes, le cours de la justice ne peut être suspendu* – Die Republik braucht weder Wissenschaftler noch Chemiker. Der Lauf der Justiz darf nicht aufgehalten werden“ (zitiert nach *Abbé Guillaume Honoré Rocques de Montgaillard: Histoire de France depuis la fin du règne de Louis XVI jusqu'à l'année 1825*, Seite 198 des Google Digitalisates, Paris 1827).

Drei Jahre später wurde der Verurteilte rehabilitiert. Der Chemieprofessor *Antoine François de Fourcroy* (1755-1809) hielt die Rede und endete mit der Feststellung, das Andenken des Verurteilten werde nicht erlöschen, aber ein ewiger Vorwurf möge diejenigen treffen, die ihn damals dem „Blutgerüst“ zugeführt haben. Daraufhin soll Kaiser Napoléon sich erhoben und ins Publikum gerufen haben: „Sie waren es doch selbst, Monsieur *Fourcroy*, Ihre Unterschrift steht unter dem Todesurteil!“. Der damals zum Tod Verurteilte wurde als einziger nichtdeutscher Wissenschaftler im Deutschen Museum mit einer Büste geehrt und eine Gedenktafel auf dem Eiffelturm, ein Mondkrater sowie Asteroid Nr. 6829 tragen seinen Namen: *Antoine Laurent de Lavoisier* (1743-1794)

Lavoisier revolutionierte die Chemie. Er versetzte der damals vorherrschenden Phlogistontheorie den Todesstoß und schuf ein exaktes, wissenschaftlich fundiertes System zur Benennung aller chemischen Verbindungen. Sein Interesse für die Naturwissenschaften genann mit 11 Jahren. Er besuchte Vorlesungen am *Collège des Quatre Nations* in Chemie, Experimentalphysik, Botanik und Mathematik, begann 1760 ein Jurastudium, dann ein Chemiestudium, und verfasste mit 22 eine erste Abhandlung in Chemie – über die Analyse von Gips. 1768 wurde er Chemieassistent (*chimiste-adjoint*) an der *Académie des sciences* und heiratete 1771 im Alter von 28 die damals 13jährige *Anne Pierette Paulze*, die spätere *Marie Lavoisier* (1758-1836).

Von Anfang an arbeitete er bei seinen Experimenten exakt, wog, maß und notierte alles genau. Er ließ Apparate konstruieren, um Gase genauer als bisher messen und wiegen zu können, größere Gasmassen zu speichern und Gase bis auf eine Genauigkeit von 50 Milligramm abzuwiegen. Jede Versuchsbeschreibung gliederte er, wie noch heute üblich, in drei Abschnitte:

1. Versuchsbeschreibung (*préparation de l'expérience*, Experiment)
2. Versuchsergebnis (*effet*, Erfolg)
3. Schlussfolgerungen (*réflexions*, Betrachtungen).

Seine Versuche halfen ihm unter Anderem, das Grundprinzip der Oxidation zu finden. Es ging um Verbrennungsvorgänge, das „Verkalken“ von Metallen. Es schien, als würden Metalle bei der Verbrennung zu „Metallkalken“ etwas leichter – der Rückstand wog oft weniger als der metallische Ausgangsstoff. Beim Verbrennen entweiche also eine unsichtbare Substanz, dachte man, und seit *Stahl* wurde diese Substanz Phlogiston genannt. *Boyle* hatte aber bemerkt, dass der Verbrennungsrückstand (Kalk) manchmal auch schwerer war als der Ausgangsstoff, und dass Phlogiston zugleich ein negatives und auch ein positives Gewicht haben könne, das erschien unlogisch. *Lavoisier* verwendete beim Verbrennen geschlossene Gefäße. Metalle verkalkten und nahmen an Gewicht zu, wenn das zuvor verschlossene Gefäß in Verbindung mit der Umgebung stand – der Zutritt von Luft rief die Gewichtszunahme hervor. Da *Priestley* entdeckt hatte, dass Luft ein aus mehreren Stoffen „zusammengesetzter“ Stoff ist, vermutete *Lavoisier*, dass die Metalle beim Verkalken nur einen Teil der Luft aufnehmen würden. Er dachte an *Priestleys fixed air*, fand dann aber heraus, dass es seine, *dephlogisticated air*, die „dephlogisierte Luft“ war. Dieser hatte sie beim Erhitzen von Quecksilberoxid oder Kaliumnitrat entdeckt und als *Feuerluft* bezeichnet.

Lavoisier wollte den Entdeckerruhm für sein Vaterland Frankreich sichern. Er datierte seine Veröffentlichung unter dem Titel *Opuscules physiques et chimiques* von 1773 zurück auf den 20. Februar 1772. „Es gibt eine besondere Luft,“, stellte er fest, „die sich mit allen Körpern sehr gut verbindet, wogegen atmosphärische Luft nur zum Teil gebunden wird ... Die Gewichtsänderungen wurden nicht durch das Feuer, sondern von der Luft verursacht.“ Die nach der Verbrennung zurückbleibende Restluft, so konnte er beweisen, wird etwas leichter als die ursprüngliche Luft. Der Anteil der Luft, der sich mit Metallen verbindet, ist also schwerer als Luft ist, und Luft ist keine einfache Substanz ist. Die Verbrennung einiger Metallkalke wie z. B. Marmor führe zwar zum Entweichen von Gasen, aber addierte man das Gewicht der Asche und der Gase, so stimmte das Gewicht der Produkte mit dem Gewicht der Ausgangskomponenten überein, auch beim Brennen von Kalk. Auch beim Verbrennen von Schwefel und Phosphor nehme das Gewicht zu. Seine Frau ließ er notieren: „Vor ungefähr acht Tagen habe ich entdeckt, dass Schwefel bei der Verbrennung keineswegs Gewicht verliert, sondern im Gegenteil Gewicht gewinnt. Das gleiche tritt beim Phosphor auf: Die Gewichtszunahme stammt aus einer beträchtlichen Menge Luft, die während der Verbrennung fixiert wird und die sich mit den Dämpfen verbindet. Diese Entdeckung hat mich zu der Annahme geführt, dass das, was man bei der Verbrennung von Schwefel und Phosphor beobachtet, auch bei allen anderen Körpern auftreten könnte, deren Gewicht bei der Verbrennung zunimmt.“



A handwritten signature of Antoine Lavoisier in black ink. The signature is written in a cursive, flowing style, starting with a large 'L' and ending with a long, sweeping tail.

Abb. 28: *Lavoisier*,Portrait und Unterschrift

Priestley und *Lavoisier* lernten sich 1774 kennen. 1777 brach *Lavoisier* mit der von *Priestley* verteidigten Phlogistontheorie: Das rote „Verkalkungsprodukt“ des Quecksilbers ließ sich in Quecksilber und „Feuerluft“ zerlegen – jenen Luftbestandteil, der bei der Verbrennung hinzutritt. Später konnte er sogar beweisen, dass dieser Stoff Bestandteil auch des Wassers ist.

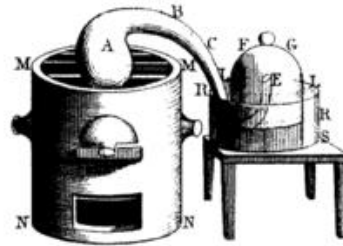


Abb. 29: *Lavoisiers* Apparat zur Zerlegung von rotem Quecksilberoxid. Das berühmte Phlogiston-Experiment. Zeichnung seiner Frau Marie Lavoisier von 1780 aus dem *Traité élémentaire de chimie*

4.1.2 Sauerstoff und Säuren (1778/1787)

Beim Erhitzen und Verbrennen von Kohle und Diamanten mit Hilfe eines Brennglases entstand in beiden Fällen ein Gas, das Kalkwasser trübte, die „fixe Luft“ *Priestleys*. *Lavoisier* folgerte daraus, dass beide, Kohle und Diamant, aus dem gleichen Stoff bestehen würden. Und, wie die Chemiker *Marggraf* und *Mitouard* vor ihm, fand *Lavoisier*, dass bei der Verbrennung des roten Phosphors ein Stoff entstand, der ein größeres Gewicht als die eingesetzte Phosphorportion besaß. Und er bildete in Wasser eine Säure (die Phosphorsäure).

Die Verbrennung anorganischer, nichtmetallischer Stoffe lieferte also meist eine Säure – den bei Verbrennungen hinzutretenden Luftbestandteil nannte er daher *oxygène*, Sauerstoff (Säurebildner, von griech. οξάλιζ*oxalis*, sauer). Säuren mussten also sauerstoffhaltige Verbindungen sein, denn Verbrennungen führten zur Bildung von Oxiden (Sauerstoffverbindungen). Das war die erste Formulierung der Theorie der „Oxidation“.

Lavoisier wurde 1775 zum Inspekteur über die Schießpulverfabriken ernannt, das *Comité des Poudres et Salpêtres*.

Er erreichte hohe Einsparungen bei den Produktionskosten. Von da an begann er, seine Theorie zu Säuren zu entwickeln. Seine Zerlegung (Analyse) und Herstellung (Synthese) des Wassers widerlegte endgültig die Behauptung, dass Wasser ein Element sei. Er fand, dass Nichtmetalloxide in Säuren zu Wasser reagieren, und das Wasser eine Sauerstoff-Verbindung des Gases Wasserstoff ist. Sauerstoff, Kohlenstoff, Schwefel und Phosphor wurden nun als reine Elemente eingestuft, und auch die damals bekannten Metalle (wie Silber, Gold, Kupfer, Blei, Quecksilber, Eisen, Mangan, Wolfram, Platin, Zink, Zinn und Nickel) wurden zu Elementen erklärt: Bei ihrer Reaktion mit sogenannter „Lebensluft“ entsanden immer nur Oxide, und der Sauerstoff konnte beim Erhitzen mit Kohle wieder abgespalten werden.

Metalle sowie Sauerstoff, Kohlenstoff, Schwefel und Phosphor sind Elemente. Metalloxide und Kohlenstoff reagieren zu Kohlenstoffoxid(en) und Metall, und Nichtmetalloxide bilden beim Auflösen in Wasser Säuren.



Abb. 30: *Lavoisier* führte 1770 ein Experiment mit der „Feuerluft“ zur Atmung durch. Seine Frau, rechts im Bild, notierte die Beobachtungen, die Als Versuchsperson hieß *Armand Séguin*.

Diese drei von *Lavoisier* entdeckten Grundsätze werden in der heutigen Chemie in Reaktionsschemen ausgedrückt, in der Regel unter Verwendung von Reaktionspfeilen „→“, gelesen: „reagieren zu“:

Element + Sauerstoff → Elementoxid
 Metalloxid + Kohlenstoff → Metall + Kohlenstoff(di)oxid
 Nichtmetalloxid + Wasser → (Nichtmetall-Sauerstoff-)Säure

Ein „Element“ wurde „entthront“: *Lavoisier* stellte fest, dass Wasser kein Element sein konnte. *Lavoisier* hatte 1783 gehört, dass *Cavendish* Wasser in zwei Gase zerlegt hatte. Er stellte seine Versuche nach: Er leitete Wasserdampf über bis zur Rotglut erhitzte Eisenspäne. Das Eisen wandelte sich zu Eisenoxid um und nahm an Gewicht zu. Ein des Wasserdampfes kondensierte wieder zu Wasser, aber ein anderer Teil hatte sich jedoch zu „brennbarer Luft“ zersetzt. Das Gemisch dieser „brennbaren Luft“ mit „ordinärer Luft“ reagierte explosiv. Er nannte es Gas Knallgas. Und die „brennbare Luft“, augenscheinlich ein Element, wurde *hydrogène* genannt („Wasserbildner“, Wasserstoff). *Lavoisier* stellte fest: „Die Verbrennung der beiden Luftarten und ihre Umwandlung zu Wasser, Gewichtsteil für Gewichtsteil, erlaubt kaum noch Zweifel daran, dass diese Substanz, die bislang als Element betrachtet wurde, ein zusammengesetzter Stoff ist.“

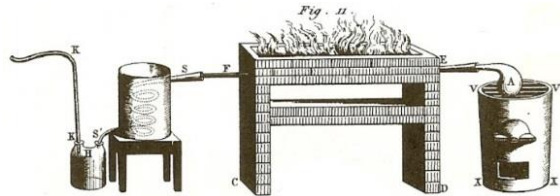


Abb. 31: Mit dieser Apparatur zerlegte *Lavoisier* Wasser über glühendem Eisen in Wasserstoff und Sauerstoff, wobei letzterer mit Eisen zu Eisenoxid reagierte („Thermolyse“)

Wasser ist kein Element, sondern eine chemische Verbindung aus zwei Gasen: Wasserstoff und Sauerstoff.

Nach heutiger Lesart wären die beiden Reaktionsschemen in Worten also:

Wasser(stoffoxid) + Eisen → Wasserstoff + Eisenoxid
 Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser(stoffoxid)

Lavoisier und seine Kollegen *de Fourcroy*, *de Morveau* und *Berthollet* schlugen daher im April 1787 vor, die Namen der Elemente in die ihrer anorganischen Verbindungen einzubauen. Bisher gab es für jede einzelne Verbindung phantasiereiche, oft noch alchemistisch anmutende Bezeichnungen: Vitriolsäure, Zinkblume, Alembrotsalz, Kolkothar, algarothisches Pulver, Pompholix, Salmiakgeist und so weiter. Die neue *Méthode de Nomenclature Chimique* ließ eine einfachere, systematische und schnelle Bezeichnung zu: „Kolkothar“ wurde zu (rotem) Eisenoxid, „Zinnober“ zu Quecksilbersulfid, „Vitriolöl“ wurde zur Schwefeläure und „Alembrotsalz“ zu Quecksilberammoniumchlorid. Der Name des nichtmetallischen Elementes in einer salzartigen Verbindung wurde also nur hinter den des Metalles gesetzt (manchmal in lateinischer Form) und mit der Endung –id versehen. Die aus Nichtmetalloxiden und Wasser gewonnenen Säuren bekamen die jeweiligen Nichtmetalle in den Namen gesetzt: Schwefelsäure, Phosphorsäure, Kohlensäure (*Lavoisiers* Kollegen *Jean-Henri Hassenfratz* und *Pierre-Auguste Adet* schlugen 1787 zudem vor, Elemente und Aggregatzustände in Symbolen wie –, Δ, ∇, ⊙, ⊙M oder ⊙A auszudrücken, doch ihre Idee setzte sich nicht durch).

4.1.3 Wärme und das erste Grundgesetz der Chemie (1789)

Ein weiteres „Element“ wurde von *Lavoisier* ebenfalls intensiv untersucht: „Le calorique“ (das „*Caloricum*“, der „Wärmestoff“. Zunächst hatte er Wärme für ein unsichtbares, gewichtsloses und flüssigkeitsartiges Element gehalten, das von gewöhnlichen Stoffen angezogen und in den Körpern gebundenen wurde. Er zählte es zu den dreiunddreißig „simplen“ Substanzen oder Elementen, die sich chemisch nicht weiter zerlegen ließen, genau wie das Licht (Lichtstoff), *lumière*, den Sauerstoff (*Oxygène*), den Wasserstoff (*Hydrogène*), den Stickstoff (damals *Azote*) sowie Schwefel, Phosphor, Kohlenstoff und die Metalle, die Erden und die Alkalien. Er untersuchte den „Wärmestoff“ zusammen mit *Pierre-Simon Laplace* (1749–1827), entwarf ein Kalorimeter zur Wärmemessung und schuf die „Thermochemie“. *Laplace* hielt Wärme für ein unsichtbares Fluidum, *Lavoisier* dachte, sie entsünde durch die Bewegung kleinster Teilchen eines Körpers. Ihre Meinungsverschiedenheit ließ sich jedoch experimentell (noch) nicht untersuchen.

Sicher, man sah in der Wärme nach der Phlogistontheorie einen Stoff, der zu Gewichtsänderungen bei Stoffen führen konnte, und *Lavoisier* konnte nachweisen, dass aus der Verkalkung von Metallen (Metalloxydation) bei chemischen Umsetzungen eine Massenerhaltung vorliegt (Er schaffte das durch sorgfältige Gewichtsmessungen der Luftabnahme bzw. des spezifischen Gewichtes von Luft und durch Gewichtsbestimmungen, die zeigten, dass durch Zersetzung von 100 Gran Wasser in 15 Gran entzündlichem Gas (Wasserstoff) und 85 Gran Lebensluft (Sauerstoff) keine Masse verloren geht). Aber schließlich war das die Erkenntnis, die die bis dahin gültige Phlogistontheorie widerlegt hatte, und so formulierte er 1789 den Grundsatz der Chemie, der auch als Gesetz von der Massenerhaltung bezeichnet wird – das erste Grundgesetz der Chemie (1. GG der Chemie):

„... *car rien ne se crée, ni dans les opérations de l'art, ni dans celles de la nature, et l'on peut poser en principe que, dans toute opération, il y a une égale quantité de matière avant et après l'opération ; que la qualité et la quantité des principes est la même, et qu'il n'y a que des changements, des modifications* – Nichts wird bei den Operationen künstlicher oder natürlicher Art geschaffen, und es kann als Axiom angesehen werden, dass bei jeder Operation eine gleiche Quantität Materie vor und nach der Operation existiert.“ (*Traité élémentaire de chimie*, 1789, S.101). Oder in kürzerer Ausdrucksweise: „*Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme* – Nichts geht verloren, nichts wird neu erschaffen, alles wandelt sich um.“

Bei chemischen Reaktionen bleibt die Masse gleich (konstant).

(1. Grundgesetz der Chemie)

Das war der Anfang des „Fachrechnens“ in der Chemie, der „Stöchiometrie“ (von gr. *stoicheion*, Grundstoff“, und *metron*, Maß).

4.2 Gasvolumina, Masseverhältnisse und elektrischer Strom

4.2.1 Proust – konstante Masseverhältnisse (das 2. Grundgesetz der Chemie, 1794/1799)

Josèphe Louis Proust (1754-1826) war Lehrer am Lycée du Palais Royal und Oberapotheker am Hôpital de la Salpêtrière, bevor er Professor wurde. In Paris befreundete er sich mit *Jean-François Pilâtre de Rozier*, dem Gründer des ersten Museums der Technik (*musée technique*).

Die Könige *Karl III.* von Spanien und *Ludwig XVI.* von Frankreich vereinbarten, einer Empfehlung *Lavoisiers* entsprechend, dass *Proust* 1785/1786 nach Madrid und später nach Segovia gehen sollte, und so lehrte und experimentierte er dort und führte geologische und mineralogische Untersuchungen und Analysen für die Regierung durch. In den folgenden Jahren, etwa 1794 bis 1794, entdeckte er, dass sich verschiedene Elemente bei chemischen Reaktionen nicht beliebig zu Verbindungen vereinigen, sondern immer nur in konstanten, gleich bleibenden Masseverhältnissen (2. Grundgesetz der Chemie). Schon 1794 schrieb er: „Lorsque deux ou plusieurs corps simples s'unissent pour former un composé défini, leur combinaison s'effectue toujours selon un même rapport pondéral. - Wenn zwei oder mehrere einfache Substanzen eine bestimmte chemische Verbindung bilden, sich kombinieren, ist die Kombination immer entlang eines konstanten Gewichtsverhältnisses bzw. charakteristischen Massenverhältnisses zu verstehen.“

Wenn er zum Beispiel eine Masse m von 4 Gramm Kupfer (heutiges Symbol: Cu) mit einer Masse von $m(S) = 1$ g Schwefel zur Reaktion brachte, so war die Masse $m(Cu_2S)$ des Reaktionsproduktes Kupfer(I)-sulfid (heutige Formel: Cu_2S) immer $m(Cu_2S) = 5$ g. Dabei war es gleichgültig, ob er dabei einen Überschuss von Kupfer oder aber von Schwefel einsetzte. Setzte er jedoch beides im Überschuss ein, zum Beispiel 8 g Kupfer und 2 g Schwefel, so entstand genau 10 g Kupfersulfid. Die Verbindung Kupfer(I)-sulfid Cu_2S entstand aus den Elementen Kupfer Cu und Schwefel S immer im Masseverhältnis von: $m(Cu) : m(S) = 4 : 1$. Das Gleiche galt für Kupfercarbonat, das sich in Kupferoxid und Kohlendioxid zerlegen ließ, für Zinnoxide und Eisensulfide. Stoffgemische, wie z. B. von Wasser und Alkohol oder Sand und Kochsalz, können in beliebigen Masseverhältnissen gemischt werden, chemische Verbindungen aber, wie zum Beispiel Eisen- oder Kupfersulfide, bestehen aus anderen Stoffen immer nur in ganz bestimmten, stets gleichen Masse-Verhältnissen (ähnlich wie bei Fliesenmustern).

Proust war als Chemiker führend auf dem Gebiet der analytischen Chemie. Diese Entdeckung ließ die Fachwelt aufhorchen. Sein Kollege *Claude Louis Berthollet* widersprach. Er hielt die Zusammensetzung chemischer Verbindungen für variabel. Die Analyse von Kupferverbindungen bestätigte jedoch 1799, dass *Proust* recht hatte: Chemische Verbindungen unterscheiden sich von einfachen Stoffgemischen grundsätzlich. Und nachdem der englische Chemiker *Dalton* das Gesetz von *Proust* einige Jahre später präzisieren und sogar erweitern konnte, musste *Berthollet* seinem Kollegen *Proust* recht geben.

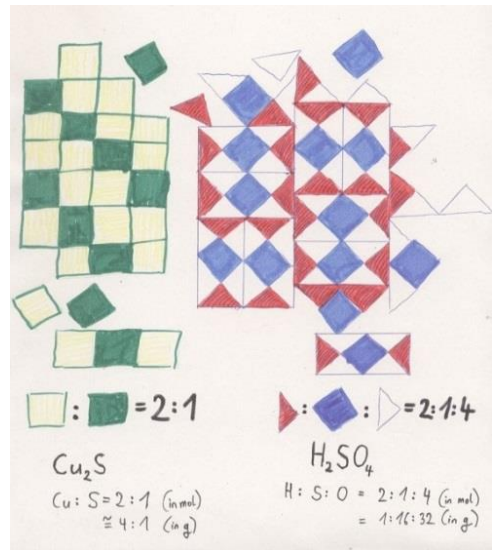


Abb. 32: Konstante Fliesenverhältnisse in bestimmten Fliesenmustern zur Veranschaulichung des Gesetzes der konstanten Proportionen, hier am Beispiel der Stoffmengen-Verhältnisse von Kupfer(I)-sulfid (Cu_2S mit $n(Cu) : n(S) = 2 : 1$) und von Schwefelsäure (H_2SO_4 , mit $n(H) : n(S) : n(O) = 2 : 1 : 4$).

Das zweite Grundgesetz der Chemie war bewiesen:

Bilden zwei Elemente chemische Verbindungen miteinander, so sind deren Masse-Verhältnisse zueinander stets konstant.

(Gesetz der konstanten Proportionen in chemischen Verbindungen, 2. GG der Chemie, auch *Proust'sches Gesetz* genannt)

Proust unterdessen arbeitete weiter an Stoffen wie Tannin (1798), Zitronensäure (1801) und Most (in dem er 1802 Traubenzucker nachwies). 1806 bis 1809 erforschte er die Chemie der Zucker (Kohlenhydrate) und entdeckte 1806 bei der Käseherstellung die Aminosäure Leucin. Bedeutend war auch seine weitere Forschung an Schwefelverbindungen: Mit Hilfe des giftigen Gases Schwefelwasserstoff entwickelte er eine Methode, um bestimmte Schwermetallsalze voneinander zu trennen: Die Metallsalze bildeten mit dem Schwefel im Schwefelwasserstoffgas wasserunlösliche Niederschläge, die durch Filtration abgetrennt werden konnten (Kationentrennung in der Anorganisch-analytischen Chemie).

4.2.2 *Alessandro Volta* – Strom zur Erforschung der Elektrizität (um 1800)

Zum Ende des 18. Jahrhunderts begann die Chemie, sich in verschiedene Teilgebiete aufzufächern. Man unterschied die Chemie der Stoffe aus toter Materie und der Stoffe aus lebenden Organismen (anorganische und organische Chemie), das „Fachrechnen“ (Stöchiometrie) und die untersuchende Chemie (Analytik, Analytische Chemie zur Untersuchung neuer oder unbekannter Substanzen und deren Zusammensetzung). Als dann etwa 1799 ein italienischer Physiker die „Batterie“ erfand, taten sich weitere, neue Forschungsgebiete auf: die Elektrizitätslehre in der Physik, die Elektrotechnik (Elektronik) und die Elektrochemie (Zur Elektrochemie gehörten die Galvanik und Elektrolyse; sie untersucht die Auswirkungen der Elektrizität auf Stoffe und Stoffumwandlungen).

Der geniale Erfinder hieß *Alessandro Giuseppe Antonio Anastasio Graf von Volta* (1745-1827). Seine „Batterie“, die *Volta'sche Säule* (auch: *Voltasäule*), wurde der Öffentlichkeit erstmals im Jahr 1800 vorgestellt. Sie bestand aus übereinander geschichteten Kupfer- und Zinkplättchen, zwischen denen säure- und salzwassergetränkte Papp- und Lederstücke so angebracht wurden, dass die Säule als Stromquelle dienen konnte. Die Einzelelemente dieser Säule – je ein Stück Kupfer- und Zinkfolie sowie das dazwischengelegte, elektrolytgetränkte Pappstück – liefert nur sehr wenig elektrische Spannung. Die Hintereinanderschaltung vieler Elemente erhöht die Spannung jedoch sehr, dass auch hohe Spannungen aufgebaut werden können.

Volta hatte sich schon immer für elektrische Spannung interessiert. Er entdeckte 1776 in den Sümpfen am Lago Maggiore ein Gas, das er in Gasflaschen abfüllen und mit der selbst erfundenen „*Volta-Pistole*“ entzünden konnte (das „Sumpfgas“, heutiger Name: Methangas – die Weiterentwicklung der *Volta-Pistole* führte zum elektrischen Gasanzünder).

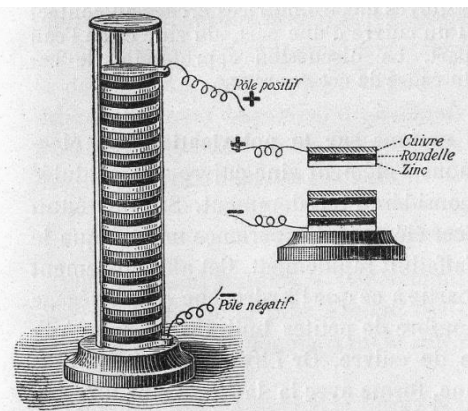


Fig. 283. — Pile de Volta.

Abb. 33: Die *Volta'sche Säule* – die erste „Batterie“

Hieraus konstruierte er stetig brennende Gaslampen sowie Messgeräte zur Messung des Sauerstoffgehaltes in der Luft („Eudiometer“). 1783 erfand er das „Strohalm-Mikroskop“ zur Erzeugung winziger Elektrizitätsmengen, entdeckte danach die Proportionalität von Spannung und aufgebrachtener Ladung im Kondensator und erfuhr 1792 von der Entdeckung *Luigi Galvanis*, der das Zucken von Froschschenkeln bemerkt hatte, wenn deren Nervenbahnen bei der Sektion von unterschiedlichen Metallen berührt wurden.

Volta erkannte, dass die Ursache der Muskelzuckungen in der Kontaktelektrizität lag, in äußeren elektrischen Spannungen – der Froschschenkel mit seinen Nervenbahnen und Muskeln war nur eine Art Detektor. Diese Idee hatte ihn zur Konstruktion seiner Säulen geführt. Diese ersten „Batterien“ erwiesen sich als wegweisend – eine der bedeutendsten Erfindungen aller Zeiten: Elektrischer Strom konnte nun aus brauchbaren kontinuierlichen Stromquellen erzeugt und genutzt werden, um elektrotechnische Apparaturen zu entwerfen, metallische Überzüge auf Gegenständen zu erzeugen (Galvanik) oder auch um andere Stoffe chemisch zu zerlegen (Elektrolyse). Mit Hilfe dieser „Batterien“ wurden bald elektrische Beleuchtungen mit Bogenlampen realisiert (*Halle* 1792/*Davy* 1802), Elektromotoren entworfen (zum Beispiel als Antrieb des ersten Elektrobootes durch *Moritz Hermann von Jacobi*, 1839 in St. Petersburg) und neue chemische Elemente entdeckt (*Davy* u.a., etwa ab 1807).

4.2.3 *Gay-Lussac – Wärmeausdehnung bei Gasen (1802)*

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850), das älteste Kind einer siebenköpfigen Richter-Familie aus der Provinz Limousin in Frankreich, ging im November 1794 zur Schule nach Paris. Alle Schüler der Schule wurden jedoch wieder heim geschickt, nach Hause zu ihren Eltern – wegen der Hungersnot. *Gay-Lussac* jedoch durfte bleiben: Er hatte überragende mathematische Fähigkeiten gezeigt. Drei Jahre später durfte er sogar auf das Polytechnikum, später zur *École nationale des ponts et chaussées*, der Nationalen Schule für Brücken und Straßen. Sie war die führende Schule für das Bauwesen. Hier lernte er den Chemiker *Berthollet* kennen und wurde 1802 Repetitor für Chemie an der *École polytechnique*. Hier widmete er seine Forschungen einem um 1695 von *Guillaume Amontons* und genauer 1787 auch von *Jacques Alexandre César Charles* entdeckten, physikalischen Zusammenhang. Er bewies, dass *Charles* recht hatte: Ein Gas dehnt sich also bei einer Erwärmung aus und zieht sich bei einer Abkühlung zusammen – eine im Bereich zwischen 0 und 100 °C gleichmäßige Wärmeausdehnung von Gasen (bei Sauerstoff, Stickstoff und Wasserstoff).

Aber wie groß war dieser Zusammenhang genau? *Gay-Lussac* maß genauer nach, mehrmals und immer wieder – der Zusammenhang von Temperatur und Volumen war proportional (mathematisch ausgedrückt): $V \propto T$ oder auch: $V / T = \text{const}$):

Das Quotient aus dem Volumen V und der Temperatur T einer Gasportion ist bei gleichbleibender Stoffmenge n konstant: $V / T = \text{const}$. (1.
Gesetz von *Gay-Lussac*)

Der Koeffizient der Volumenzunahme, den *Gay-Lussac* fand, betrug je Grad Temperaturerhöhung $1/266$ (heutiger Wert: $1/273$). Hieß das, dass das Gasvolumen bei rund 270 °C unter Null verschwindet?

Die Wissenschaftler interessierten sich damals jedoch auch für den Luftdruck, für die Richtung der Magnethadel und für die Zusammensetzung der Luft in höheren Luftschichten. War die Luft hoch oben kälter und somit auch „dünner“?

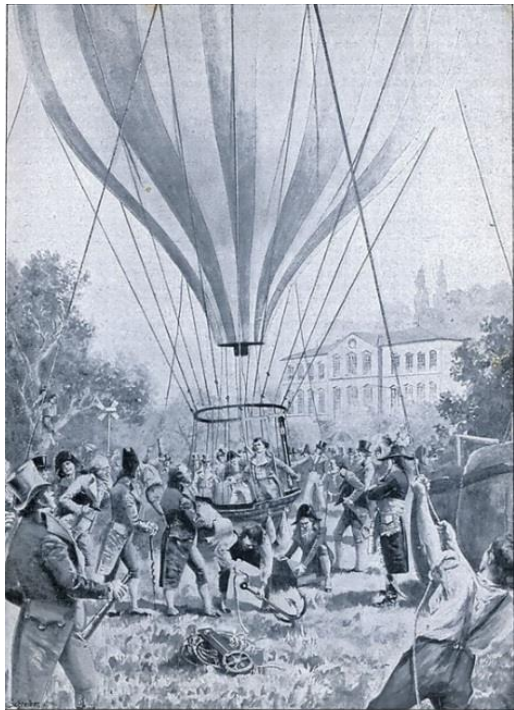
Gay-Lussac wagte die Mutprobe. Zusammen mit seinem Kollegen *Jean-Baptiste Biot* füllte er Ballon mit explosionsartig verbrennbarem Wasserstoffgas, versuchten eine größtmögliche Höhe zu erreichen, dort oben Erdmagnetfeld- und Luftdruckmessungen durchzuführen und Luftproben zu nehmen. Der Flug war wagemutig. Sie erreichten am 24. August 1804 eine Höhe von rund 4000 Metern und untersuchten beide das Erdmagnetfeld. Am 16.9. stieg er erneut auf, allein, und kam auf eine Rekordhöhe von 7.017 Metern über dem Ballonstandort. Anschließend an das Abenteuer wurden die Luftproben analysiert, gemeinsam mit *Humboldt*. Der Sauerstoffgehalt der Luft änderte sich mit der Höhe nicht, und es gab eine Temperaturabnahme von 1 °C je 174 Meter Höhenanstieg.

Guillaume Amontons, ein schwerhöriger Rechtsanwaltssohn aus der Normandie ohne universitäre Ausbildung, kam *Gay-Lussac* in der Frage nach der Druckabhängigkeit von Gasportionen bestimmter Temperatur zuvor. Er fand das nächste Gasgesetz:

Das Quotient aus dem Druck p und der Temperatur T einer Gasportion ist bei gleichbleibender Stoffmenge n konstant: $p / T = \text{const.}$
(Gasgesetz von *Amontons*, 2. Gesetz von *Gay-Lussac*)

Gay-Lussac forschte später auch auf anderen Gebieten der Physik und der Chemie weiter. Er führte mehrere neue Verfahren ein – eines zur zur Alkoholbestimmung, eines Verfahren zur Bestimmung des Silbergehaltes einer Lösung (Argentometrie, Silber-Volumetrie) sowie eines zur allgemeinen Maßanalyse für chemisch reagierende Lösungen unbekannter Konzentration (die „Titration“ oder „Titrimetrie“). *Gay-Lussac* nutzte auch das von *Alessandro Volta* um 1799/1800 entwickelte Verfahren zur Gewinnung von elektrischem Strom. Er untersuchte die Wirkung der Elektrizität auf Stoffe und Stoffgemische und zog sich dabei 1808 eine ernste Augenverletzung zu, die zu einem mehrmonatigen Verlust der Sehfähigkeit führte.

Für die technische Herstellung von Schwefelsäure entwickelte er zudem den „*Gay-Lussac*-Turm“ zum Auffangen der hier genutzten, nitrosen Gase. Schließlich erlitt er bei einer Explosion mit Kohlenwasserstoffen eine schwere Handverletzung – ein Unfall, den er nie überwand. Er hatte die Tochter eines verarmten Musikers geheiratet. Am 9. Mai 1850 starb er in Paris.



Gay Lussacs Aufstieg zu Paris am 9. September 1804

Abb. 34: *Gay-Lussacs* zweiter Ballonaufstieg am 9.9.1804 in Paris

5 Die Entfaltung der Chemie (Zu Beginn des 19. Jahrhunderts)

5.1 Dalton– Geburt der wissenschaftlichen Atomtheorie (1803)

5.1.1 Dalton – Atome und ihr Gewicht (1803)

Der Engländer *John Dalton* (1766-1844), der das Gesetz von *Proust* präzisierte und erweiterte, war ein bemerkenswerter Mann. Als Sohn einer frommen englischen Quäkerfamilie geboren, unterrichtete bereits mit zwölf Jahren seine Mitschüler. 1781, mit fünfzehn, wurde er Schulleiter in Kendal, notierte täglich das Wettergeschehen und fing Luft- und Sumpfgasblasen auf, um deren Entzündlichkeit und Wasserlöslichkeit zu untersuchen. Mit 21 Jahren führte er meteorologische Studien durch, zog mit Barometer und Thermometer durch die Gegend und stellte diese Geräte auch gleich für sich und andere Abnehmer her. Bei seiner Erforschung von Natur- und Wettererscheinungen entdeckte er, dass in einer Gasmischung jedes einzelne Gas unabhängig von den anderen Gasen einen eigenen Partialdruck bei jeder Temperatur besitzt (*Dalton-Gesetz*). „Jedes Gas löst sich in einer Flüssigkeit so, als wäre es allein vorhanden“, publizierte er in seinen Entdeckungen, und „In einem Gasgemisch übt jedes Einzelgas einen eigenen Druck aus: Die Summe aller Teildrücke entspricht dem Gesamtdruck des Gasgemisches.“



Abb. 35: *John Dalton*

1801 fand er, völlig unabhängig von *Gay-Lussac* und *Amontons*, das Gesetz der proportionalen Gasausdehnung von reinen Gasen und folgerte, dass sich das Gasvolumen von Gasen bei tiefen Temperaturen also verringern müsse, bis dass es den „Absoluten Nullpunkt“ eines Gases erreiche, eine Temperatur, bei der ein Gas flüssig oder fest vorliegen müsse.

Dann interessierte ihn das Verhalten von Gasgemischen über einer Flüssigkeit. Sein Freund *William Henry* hatte entdeckt, dass die Löslichkeit eines Einzelgases proportional mit dem Druck dieses Gases über der Flüssigkeit ansteigt. *Dalton* vermutete, dass Gasteilchen mit unterschiedlichem Gewicht auch unterschiedliches Löslichkeitsverhalten aufweisen. Leichte Partikel (wie die des Gases Wasserstoff) eines Gasgemisches lösen sich bei gleichem Druck weniger gut in einem Lösemittel als schwere Teilchen (wie zum Beispiel die des Gases Kohlendioxid). Mit den Messwerten der Löslichkeit von Gasen bei gleichen Drucken erstellte *Dalton* so eine Tabelle mit relativen „Atomgewichten“ von Partikeln, wie er am 21. Oktober 1803 der *Literary and Philosophical Society of Manchester* in einer Notiz mitteilte. Er setzte das relative Atomgewicht für Wasserstoffatome gleich 1 und kam 1803 auf 4,3 für Kohlenstoff (1810 auf 5,4 korrigiert), auf 9,8 für Kohlen(stoff)monoxid, auf 5,5 für Sauerstoff (1810 auf 7 korrigiert) und auf 4,2 für Stickstoff (später auf 6 korrigiert). Das Gewicht der Atome wurde vergleichbar.

5.1.2 Das dritte Grundgesetz der Chemie (1808) und relative Atommassen

Dalton wusste, dass *Alexander von Humboldt* und *Gay-Lussac* herausgefunden hatten, dass Wasser aus 12,6 Gewichtsteilen Wasserstoff und 87,4 Gewichtsteilen Sauerstoff bestand, weil sich die Volumina der im Wasser verbundenen Gase Wasserstoff zu Sauerstoff zueinander immer wie 2 : 1 verhielten. Die Untersuchung weiterer chemischer Reaktionen zwischen verschiedenen Gasen hatte ergeben, dass die Volumenanteile der Einzelgase auch hier

immer in einem ganzzahligen Verhältnis zueinander standen (Gesetz der multiplen Volumina). Der Grund für diese einfachen Zahlenverhältnisse, so folgerte *Dalton*, konnte nur darin liegen, dass es kleinstmögliche Stoffportionen gab, ganz so, wie er es 1803 in seiner Atomhypothese formuliert hatte. *Demokrit's* Vermutung, es gebe Atome, sei damit erwiesen. Nur diese konnten die Ursache dafür sein, dass sich die Elemente nur in bestimmten Proportionen kleiner, ganzer Zahlen zu Verbindungen vereinigen konnten (wie z. B. die beiden Kupferoxide, das rote und das schwarze Kupferoxid). Wenn sich also beispielsweise ein Element A mit dem Element B zur Verbindung AB vereinigen konnte, dann musste es auch möglich sein, dass 2 Teile A mit 1 Teil B die Verbindung A₂B eingehen, oder drei Teile A mit einem Teil B die Verbindung A₃B verbinden. Diese Vermutung ließ sich tatsächlich experimentell belegen – es gab z. B. rotes Kupferoxid (heutige Formel: Cu₂O) und schwarzes Kupferoxid (CuO), schwarzes Eisenoxid (FeO) und rotes Eisenoxid (Fe₂O₃), gelbes Bleioxid (PbO) und schwarzes Bleioxid (PbO₂). Das 1808 gefundene Gesetz der multiplen Proportionen war der Beweis seiner zuvor postulierten Atom-Hypothese:

Bilden zwei Elemente mehrere verschiedene chemische Verbindungen miteinander, so stehen deren Masse-Verhältnisse zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen.
(Gesetz der multiplen Proportionen in Verbindungen, 3. GG der Chemie)

Die „Korpuskel“ (Atome) eines jeden Elementes hatten ihr eigenes Gewicht, und wenn Atome verschiedener Elemente chemisch miteinander reagieren, so folgerte *Dalton*, dann bilden sie *compounded atoms*, Atomverbände. Eisen- und Schwefelpulver können zwar in beliebigen Verhältnissen gemischt werden; aber bei Zündung (Reaktion) vereinigen sie sich zu Eisensulfid immer nur im gleichbleibenden Masse-Verhältnis

$$m(\text{Eisen}) : m(\text{Schwefel}) = 7 : 4.$$

Die chemisch nicht weiter zerlegbaren Reinstoffe, die Elemente, mussten also die Grundstoffe der Materie sein – aus ihnen entstehen durch chemische Reaktionen alle Materialien, aus denen unser Kosmos besteht. Atome sind die Grundbausteine des Universums (Der Vollständigkeit halber ist noch zu erwähnen, dass die Atome zur Zeit von *Boyle*, *Dalton* und *Avogadro* zumeist noch „Korpuskel“ oder „elementare Moleküle“ hießen – im Unterschied zu den zusammengesetzten Molekülen. Vermutlich war es *Berzelius*, der die „elementaren Molekel“ dann als „Atome“ bezeichnete. Auch das Gesetz der multiplen Proportionen wurde vorab wohl schon 1792 von *Jeremias Benjamin Richter* formuliert. Er sprach auch von „Äquivalentmassen“ und ging so über *Proust* hinaus, was *Dalton* wohl entgangen war. Eine Examensfrage des kauzigen Chemieprofessors *John Dalton* an einen seiner Studenten soll gelautet haben: „Was sind Atome?“ Strahlend soll dieser geantwortet: „Atome sind verschiedenfarbig bemalte Holzkügelchen, die Dr. *Dalton* erfunden hat.“ Der Student fiel vermutlich durch: Er hatte Modell und Wirklichkeit verwechselt. Auch ein Stadtplan ist ja noch lange keine wirkliche Stadt, und ein Modellauto kein realer PKW!).

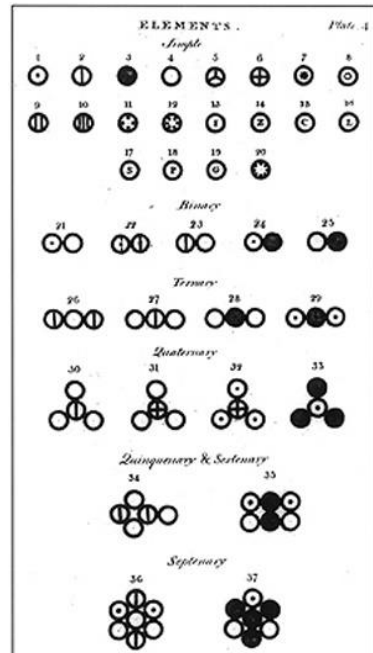


Abb. 36: Von *John Dalton* benutzte Symbole für Atome und Atomverbände aus zwei bis sieben Atomen.

Dalton hatte auch die Begriffe „Atom“ und „chemisches Element“ neu definiert und das erste wissenschaftlich fundierte Atommodell erstellt. Es beruhte auf vier Feststellungen:

1. Jeder Stoff besteht aus kleinsten, nicht weiter teilbaren kugelförmigen Teilchen, den Atomen.
 2. Alle Atome eines bestimmten Elements haben das gleiche Volumen und die gleiche Masse. Die Atome unterschiedlicher Elemente unterscheiden sich in ihrem Volumen und in ihrer Masse.
 3. Atome sind unteilbar und unzerstörbar. Sie können durch chemische Reaktionen weder vernichtet noch erzeugt werden.
 4. Bei chemischen Reaktionen werden die Atome der Ausgangsstoffe nur neu angeordnet und in bestimmten Anzahlverhältnissen miteinander verbunden.
- (Atommodell von *John Dalton*)

Sein Atommodell erklärte die Grundgesetze der Chemie: das Gesetz der konstanten Proportionen von *Proust* (1794), *Daltons* Gesetz der multiplen Proportionen und *Richters* Gesetz der äquivalenten Proportionen (1791). Der Aufbau der von *Dalton* „entdeckten“ Atome konnte erst ab Anfang des 20. Jahrhunderts weiter untersucht werden. *Rutherford*, *Bohr* und *Schrödinger* waren drei der Wissenschaftler, die immer feinere Modelle vom Atom entwarfen. Ihre Atommodelle halfen immer besser, die jeweiligen experimentellen Befunde zu erklären. Sie gingen später als das Kern-Hülle-Modell, das Schalenmodell und das wellenmechanische Atommodell (Orbitaltheorie) in die Lehrbücher ein.

Als es später möglich wurde, die Masse von einzelnen Atomen zu bestimmen, hat man *Dalton* zu Ehren die neue Atommasseneinheit zunächst nach ihm benannt. Ein Dalton (Symbol: Da) entspricht in etwa der Masse eines Wasserstoffatoms ($1,66 \cdot 10^{-27}$ kg) und wird heutzutage „unit“ genannt (Symbol: *u*). Die beiden Männer jedoch, durch deren Forschungen die Masse einzelner Atome und Moleküle berechenbar wurde, waren ein italienischer Juristensohn und ein Wiener Fabrikarbeiter, der als Realschullehrer arbeitete.

5.1.3 Avogadros Molekularhypothese (1811)

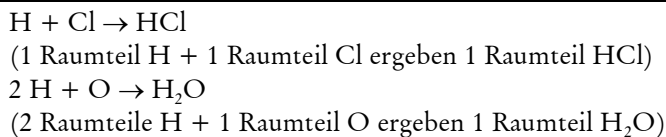
Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856) war Sohn einer Juristenfamilie. Er hatte zunächst auch Rechte studiert, holte dann aber im Jahr 1800 ein Studium der Mathematik und Physik nach und wurde 1809 Professor für Naturphilosophie am *Real Collegio* in Vercelli. Er hatte das Ziel, die chemischen Eigenschaften der Verbindungen durch physikalische Eigenschaften zu beschreiben, und beschäftigte sich mit dem 1808 von *Gay-Lussac* veröffentlichten Gasgesetz. Dann kam 1811 das Jahr, in dem *Davy* Chlor als Element erkannte und *Berzelius* die Formelschreibweise für chemische Elemente entwickelte. *Chevreuil* isolierte erstmals eine Fettsäure (Beginn der Oleochemie), *Mohs* stellte eine erste, zehnstufige Härteskala für Mineralien auf, und *Avogadro* kam in diesem Jahr zu der Vermutung, dass ideale Gase in Form zweiatomiger Teilchen vorliegen müssten. Er veröffentlichte die Begründung dazu im *Journal de Physique* 73 (1811), 58 und, in neuer Formulierung, 1814: „*Volumi eguali di sostanze gassose, a eguale temperatura e pressione, rappresentano lo stesso numero di molecole ...*“

Dieses Grundgesetz der Chemie und Physik der Gase wurde nach ihm benannt:

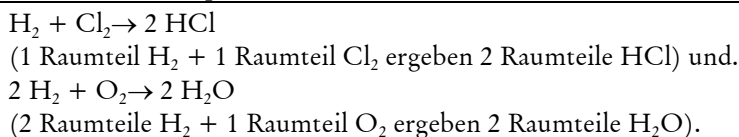
Gleiche Volumina verschiedener idealer Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Teilchen.
(Satz von *Avogadro*)

Er hatte die Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen von Gasen untersucht. Dabei konnte er feststellen, dass ein Raumteil (RT) von z. B. einem Liter Wasserstoffgas und einem RT bzw. Liter Chlorgas zu zwei RT bzw. Litern Chlorwasserstoffgas reagierten (nach der Chlorknallgasexplosion und entsprechender Wiedereinstellung des anfänglichen Gasdruckes und der ursprünglichen Temperatur). Aber wenn jedes Gasteilchen den gleichen Rauminhalt beanspruchte, durfte aus einem Liter Wasserstoff und einem Liter Chlor doch eigentlich nur ein Liter Chlorwasserstoffgas entstehen. Ein ähnliches Problem gab es auch bei anderen Gasreaktionen, z. B. bei der Synthese von Wasser aus den Elementen.

Die Gleichung passte auch hier nicht zum experimentellen Befund, denn die beiden Reaktionsgleichungen lauteten:



Zur Erklärung der Tatsache, dass zwei Raumteile bzw. Liter Wasserstoffgas und ein Liter Sauerstoffgas nach der Knallgasexplosion jedoch zwei Liter Wasserdampf geben (statt drei Liter) stellte er sich die elementaren Gase daher aus Molekülen von zwei Atomen aufgebaut vor. Ihre Formeln mussten also H₂, O₂ und Cl₂ lauten, so würden die Reaktionsgleichungen mit den Befunden übereinpassen:



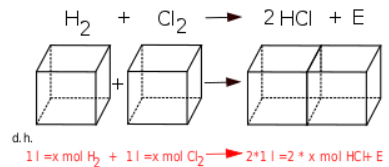
Aber seine These stand in Widerspruch zu der Auffassung von *Berzelius*, und *Berzelius* galt schließlich als *der* Experte der Chemie.

Erst fünf Jahre nach *Avogadros* Tod, konnte *Stanislao Cannizzaro*, einer von *Avogadros* Schülern, erreichen, dass sich *Avogadros* Molekularhypothese 1860 auf einem Chemikerkongress in Karlsruhe durchsetzte. *Cannizzaro* konnte zeigen, wie sich viele widersprüchliche Versuchsergebnisse erklären lassen. *Avogadros* Satz löste zahlreiche Widersprüche in den Begriffen des Atoms, des Moleküls und des Äquivalents auf.

Avogadro wurden 1909 geehrt, indem man eine Naturkonstante nach ihm benannte, die *Number Avogadro* N_A . Der Weg zu ihrer Bestimmung ging über die Forschungsarbeit von *Loschmidt*, und ihr Zahlenwert beträgt rund 602 Trilliarden mol⁻¹ (oder, wissenschaftlich ausgedrückt, $N_A = 6,022140858 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

5.1.4 Loschmidt – Moleküle werden zählbar (1865)

Der Wiener Realschullehrer *Johann Josef Loschmidt* (1821-1895) schaffte es eine Generation nach *Avogadro*, zum ersten Mal die Größe der Luftmoleküle auf gaskinetischer Grundlage zu bestimmen. Er war zunächst Arbeiter in einer Stahlfabrik, später in einer Kaliumnitrat-Fabrik. Als diese bankrott ging, wechselte er 1856 als Lehrer an eine Wiener Real-



Amedeo Avogadro

$$N_A = 6,022\ 140\ 857\ (74) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Abb. 37: Satz von *Avogadro*, veranschaulicht an der Chlorknallgasreaktion, zusammen mit der *Avogadro*-Konstanten und seiner Unterschrift.

schule. Hier, ein Jahr vor seinem Wechsel an die Universität Wien, fand er die Zeit, sich mit der Kinetik von Gasen zu beschäftigen. Die kinetische Gastheorie stammte 1738 von *Bernoulli* und wurde ab 1860 durch Arbeiten von *Clausius*, *Maxwell* und *Boltzmann* wieder beachtet. Sie erklärte die Gasgesetze, also ihren Druck, ihre Temperatur, Wärme und weitere Eigenschaften, mit der Vorstellung, dass die Gasteilchen in ständiger Bewegung sind. Die kinetische Gastheorie geht für „ideale“ Gase von folgenden Hypothesen aus:

1. Die Teilchen eines Gases sind punktförmig (von vernachlässigbarer Größe) und ständig in regelloser, statistisch erfassbarer Bewegung.
2. Sie bewegen sich zwischen ihren Zusammenstößen gleichförmig und unabhängig voneinander (ohne Bevorzugung einer Richtung).
3. Die Teilchen üben keine Kräfte aufeinander aus, solange sie sich nicht gegenseitig berühren.
4. Zusammenstöße der Teilchen untereinander und Stöße mit der Gefäßwand erfolgen elastisch.

Die entsprechenden, gaskinetischen Formeln für Druck, Wärme, Schallgeschwindigkeit, Wärmeleitung und innere Reibung gaben die Beobachtungen an idealen Gasen gut wieder. Sie führten ihn zur ersten Bestimmung der Größe, Anzahl und Masse der Atome bzw. Moleküle (sogar das abweichende Verhalten realer Gase wurde 1873 durch die *Van-der-Waals*-Gleichungen mit einbeziehbar). *Loschmidt* konnte über diese kinetische Gastheorie nach Bestimmung der Größe der Luftmoleküle auch deren etwaige Anzahl in einem Kubikmeter Luft berechnen. Er kam auf etwa 26,87 Trilliarden Gasteilchen pro Kubikmeter (der Wert der *Loschmidt*'schen Zahl N_L beträgt unter genormten Bedingungen $n_0 = 2,6867811 \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$, nach heutiger Messgenauigkeit).

Loschmidt schrieb 1866, wie er die später nach ihm benannte *Loschmidt*'sche Zahl berechnet hatte. In dem Artikel „Zur Grösse der Luftmoleküle“ definierte er die „Anzahl der in der Volumeinheit enthaltenen Luftmoleküle“. Einen Zahlenwert hierfür gab er aber nicht an. Ziel seiner Arbeit war eine vorläufige Annäherung der „Größe des Durchmessers der Luftmoleküle“ unter Normalbedingungen, und den „Moleküldurchmesser₀ eines idealen Gases“ berechnete er aus einem sog. „Kondensationskoeffizienten“ und dem damals bekannten Wert der mittleren freien Weglänge λ für Luft bei 0 °C. Er ging von $s_0 = 0,970 \text{ nm}$ aus, also 0,97 millionstel Millimetern. Er schrieb dazu: „Dieser Werth ist freilich nur als ungefähre Annäherung zu nehmen, er ist aber sicher nicht um das zehnfache zu gross oder zu klein“. Der heutige Wert wäre $s_0 = 0,361 \text{ nm}$, und so war sein Wert von 1865 nur das 2,7-fache des tatsächlichen Wertes, nicht das Zehnfache – eine statistisch-rechnerische Meisterleistung.

Loschmidt hat sich zuvor übrigens auch in der Organischen Chemie betätigt. 1861 hatte er in seinem Werk „Chemische Studien. Constitutions-Formeln der organischen Chemie in graphischer Darstellung“ die Struktur von 368 Molekülen aufgezeichnet, darunter 121 aromatische Verbindungen. Seine „Constitutionsformeln“ zeigen die Bindungen und räumlichen Orientierungen zwischen den Atomen in den Molekülen an.

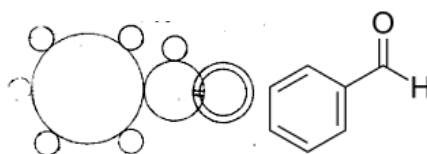


Abb. 38: *Loschmidt*'s „Constitutionsformel“ für Benzaldehyd $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CHO}$ (links), rechts die heutige Schreibweise.

Seine Formeln zeigen Doppel- und Dreifachbindungen mit entsprechender Anzahl der Striche, so wie es heutzutage noch üblich und für Chemiker sehr gut verständlich dargestellt ist. Er zeichnete sogar die Struktur von Cyclopropan auf, das erst 21 Jahre später offiziell entdeckt wurde. Er vermutete, dass auch das Benzolmolekül C_6H_6 ein „ringförmiges Aussehen“ habe, und das *August Kekulé Loschmidts* „Constitutionsformeln“ kannte, darf vermutet werden, dass *Kekulé* seine Inspiration für die so bedeutsame Entdeckung der Molekülstruktur des Benzols aus *Loschmidts* Werk hatte. Auch hier, auf dem Gebiet der Organischen Chemie, war *Loschmidt* also ein zunächst verkanntes Genie.

5.1.5 Molare Größen – Größe und Masse von Molekülen nach Avogadro und Loschmidt

1909, sowohl *Loschmidt* als auch *Avogadro* waren bereits verstorben, schlug *Jean-Baptiste Perrin* (1870-1942) vor, die Angabe der Zahlengröße nicht als Teilchenzahl pro Volumen, sondern als „Teilchenzahl pro Mol“ vorzunehmen und als *Avogadro-Zahl* zu bezeichnen (*Number Avogadro* N_A). *Perrin* hatte die *Brown'sche* Molekularbewegung in Kolloiden untersucht und eine Vorhersage von *Albert Einstein* bestätigt, nach der sich gelöste Teilchen in einer Lösung ebenso bewegen wie Gasmoleküle in einer Gasportion. Diese Untersuchungen ermöglichten es *Perrin*, den Zahlenwert der *Avogadro-Konstanten* zu ermitteln. Die *Avogadro-Zahl* $6,022140858 \cdot 10^{23}$ dividiert durch die SI-Einheit mol oder multipliziert mit mol^{-1} ergibt die *Avogadro-Konstante* $\{N_A\}_{\text{SI}}$:

$$N_A = \{N_A\}_{\text{SI}} \frac{1}{\text{mol}} = \{N_A\}_{\text{SI}} \cdot \text{mol}^{-1} = 6,022140858 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Perrin wurde „für seine Arbeiten über die diskontinuierliche Struktur der Materie, besonders für seine Entdeckung des Sedimentationsgleichgewichts“ 1926 mit dem Nobelpreis für Physik ausgezeichnet. Seine Arbeit war ein entscheidender Beleg für die Teilchennatur der Materie.

Im Zuge seiner Bestimmung der *Number Avogadro* (Symbol N_A) zu rund 602,3 Trilarden Teilchen hatte er die Anzahl von Teilchen auf die Stoffmenge bezogen, weil das Volumen einer Gasportion ja von den Größen Temperatur und Druck abhängt. *Avogadro* hatte die zweiatomigen Gasteilchen *molecola* genannt (ital. für: kleine Massen). An dieser Bezeichnung hatte *Ostwald* 1863 die Bezeichnung der Einheit angelehnt, die 1971 zur SI-Basiseinheit der Stoffmenge n erhoben wurde: Das Mol.

Das Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebenso vielen Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12 Gramm des Nuklids Kohlenstoff-12 (^{12}C) enthalten sind; sein Symbol ist „mol“.

(Definition des Grundbegriffes “Mol”)

(Hier muss beachtet werden, dass zwar 12 Gramm Kohlenstoff-12 eine Stoffmenge von genau einem Mol sind, aber dass ein Mol Atome natürlichen Kohlenstoffs aufgrund des Isotopengemischs eine Masse von $m = 12,0107$ Gramm hat).

Diese „genormte“ Stoffportion, die genau 12 g Kohlenstoff des C^{12} -Isotops entspricht, nimmt als ideales Gas unter Norm(al)bedingungen NB bei $p = 1013$ hPa und $t = 273,15$ K ziemlich genau einen Raum von $V = 22,48$ L ein. Die Anzahl der Teilchen in der so genormten Stoffmenge ist die oben genannte Naturkonstante:

Ein Mol eines Stoffes enthält $N_A = 6,022140858 \cdot 10^{23}$ Teilchen.

(*Avogadro-Konstante*).

Das Mol ist also keine Masseneinheit, auch wenn man es früher „Grammatom“ (nur bei Elementen) und „Grammolekül“ (nur bei Verbindungen) bezeichnet hat – es ist die Einheit

der Stoffmenge n . Eine Menge von zehn Menschen kann ja auch ein unterschiedliches Gewicht haben, je nachdem, ob es sich um ausgewachsene Schwergewichts-Ringsportler handelt oder um Säuglinge (Entsprechendes gilt für das Gewicht pro Mensch – oder, im Hinblick auf die Chemie, für die Masse von einem mol einer Verbindung, molare Masse M . Sie ist ebenfalls kein Molekular„gewichts“, auch wenn dieser Fehler noch in der DIN 1310 „Gehalt von Lösungen“ vom April 1927 steckt: „Als Masseneinheiten dienen [...] das Mol, d. h. soviel Gramm des Stoffes, wie sein Molekulargewicht angibt [...]“. Allerdings wurde durch die Anwendung des Molekular„gewichts“ hier eine Stoffmasse – keine Stoffmenge heutiger Sicht – beschrieben und als „Stoffmenge“ bezeichnet. In der heutigen Mol-Definition des SI hingegen wird die Stoffmenge n von Teilchenzahl N und Masse m formal klar unterschieden).

Da die Menge n einer Stoffportion von der Teilchenzahl abhängt, ist sie also anders als die Masse m der Stoffportion nicht mit der Waage messbar. Über die Gleichung $n = m / M$ kann die Masse m eines Stoffes jedoch in die Stoffmenge n umgerechnet werden. Die molare Masse M eines Stoffes in kg/mol oder g/mol ist also der Quotient aus Masse und Stoffmenge: $M = m / n$.

Da Teilchenzahl und Stoffmenge einander proportional sind und eine beliebige dieser beiden Größen als Maß für die andere dienen kann, kann über die Masse von einem Mol Stoff und die Avogadro-Konstante $6,022140858 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ sogar die Masse m_M einzelner Moleküle oder auch Atome berechnet werden (Hierzu hatte man die oben genannte Einheit Dalton eingeführt, Symbol: Da. Ein Dalton wurde als die Masse von $1 \text{ g} / N_A$ definiert, so dass $N_A = 6,022140858 \cdot 10^{23}$ Wasserstoffatome ein Gramm wiegen. Inzwischen hat man die atomare Masseneinheit in „units“ umbenannt, Symbol u . Die atomare Masse, die für jedes chemische Element in Tabellen angegeben wird, bezieht sich auf das natürliche Isotopengemisch. So wird zum Beispiel als Atommasse für Kohlenstoff mit $12,0107 u$ angegeben, nicht mit $12,00$).

Die molare Masse M eines Stoffes (in kg/mol oder g/mol) ist der Proportionalitätsfaktor zwischen Masse m und Stoffmenge n : $m = M \cdot n$. Ein Mol Kohlenstoff C wiegt definitionsgemäß rund 12 g – die molare Masse von Kohlenstoff beträgt also $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$. Bei einem Molekül Zellulose $(\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_{10})_n$ (mit $n > 1000$) kommt man schon auf mindestens 36000 g/mol (1 Tonne Zellulose sind also nur $27,7 \text{ mol}$).

Die molare Masse ist von besonderer Bedeutung in der Chemie. Mit ihrer Hilfe lässt sich eine Verhältnisformel eines Stoffes (wie z. B. $\text{C} : \text{H} = 1 : 1$ für Benzol) in die Summenformel umrechnen. Für den Stoff Benzol ergibt sich somit C_6H_6 , denn die molare Masse beträgt $M = 78,11 \text{ g/mol}$.

Wenn die Summenformel und die relativen Atommassen der beteiligten Elemente bekannt sind, kann die molare Masse M berechnet werden. Man entnimmt dazu zu jedem Element die Indexzahl aus der Summenformel (sie steht in der Summenformel hinter dem Elementsymbol) und die molare Masse (z. B. aus Tabellen, der Zahlenwert ist gleich der relativen Atommasse). Die molare Masse einer Verbindung ist dann gleich der Summe aus den molaren Massen der Elemente multipliziert mit ihren Indexzahlen. Für die molare Masse $M(\text{H}_2\text{O})$ von Wasser H_2O ergibt sich dann über die relativen Atommassen $M_{\text{H}} = 1,00794$ und $M_{\text{O}} = 15,9994$ eine molare Masse von $18,01528 \text{ g/mol}$:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{bzw.} \quad n_X = \frac{m_X}{M_X}$$

$$M = \frac{m}{n} = N_A \cdot m_M$$

$$n(X) \cdot N_A = N(X)$$

$$\Leftrightarrow n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$$

Abb. 38: Formeln zu Bestimmung und Umrechnung der molaren Masse M_X des Reinstoffes X

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \cdot 1,00794 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 15,9994 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 18,01528 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Das molare Volumen V_m eines idealen Gases beträgt 22,48 L/mol. Somit hätten 18,01528 g Wasser als Wasserdampf ein Volumen von rund 23 L (wenn Wasser unter Normalbedingungen ein ideales Gas wäre). Das bedeutet, dass sich ein Mol Wasser beim Sieden von 18 mL auf 23000 mL ausdehnen kann – also etwa um das $23000 : 18 = 1278$ -fache.

Seit *Loschmidt* und *Perrin* wird in der Chemie viel mit molaren Größen wie N_A und M gerechnet. Die kleinstmögliche Stoffmenge zum Beispiel ist ein Atom oder Molekül. In mol sind das $1 / N_A = 1 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol} = 1,6 \cdot 10^{-24} \text{ mol}$ (also z.B. $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ Wasserstoffgas bzw. ein Wasserstoffatom oder Proton der Masse oder $3,27 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$ Gold, also ein Goldatom). Ein ganzes Mol Stoff, definitionsgemäß 12g C-12-Isotope oder rund 24 L Gas (bei Normalluftdruck und Raumtemperatur), sind z. B. 2 g Wasserstoffgas, 32 g Sauerstoff oder 44 g Kohlendioxid. Ein Mol Stoff sind entsprechend auch 18 mL Wasser, 536,89 g Beta-Carotin (Pflanzenfarbstoff E160a) oder 3 t Muskelprotein Titin (Die Masse des Protein-Moleküls liegt bei ca. $5 \cdot 10^{-21} \text{ kg}$ bzw. 3,6 Millionen Dalton, denn ein Molekül Titin besteht aus 26926 Aminosäuren). 55,5 mol Wasser wiegen genau 1,000 kg (Rauminhalt rund 1 Liter), denn die Masse von einem Mol Wasser beträgt $M = 18 \text{ g/mol}$). Das größte, bekannte Molekül auf der Erde dürfte der *Cullinan*-Diamant sein – mit einer Masse von 621 g besteht er also aus $621/12 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatomen.

Die experimentelle Bestimmung molarer Massen gelang erstmals mit Hilfe des *Avogadroschen* Gesetzes. *Bunsen* entwickelte Ende des 19. Jahrhunderts ein Verfahren, die molare Masse von Gasen über die Ausströmungszeiten zu bestimmen. *Gay-Lussac* und *Victor Meyer* erfanden Methoden, reine organische Stoffe zu verdampfen und die molare Masse ihres Dampfes ebenfalls über das *Avogadrosche* Gesetz zu berechnen, und später kamen Messverfahren über die Gefrierpunktserniedrigung (Kryoskopie), die Siedepunkterhöhung (Ebullioskopie) und den Osmotischen Druck (Osmometrie) hinzu (*Dumas, van't Hoff*). Diese Verfahren beruhten auf kolligativen Effekten, deren Größe also nur abhängig von der Anzahl der verursachenden Teilchen abhing, nicht aber von deren Masse. Ein modernes Verfahren zur Molmassenbestimmung hingegen ist die zu Beginn des 20. Jahrhunderts entworfene Massenspektrometrie der instrumentellen Analytik: *Joseph J. Thomson* hatte 1897 in Vakuumröhren Kathodenstrahlen mit Magnetfeldern abgelenkt und korrekte Gleichungen zum Zusammenhang zwischen Masse, Geschwindigkeit und Bahnradius aufgestellt. 1913 veröffentlichte er Versuchsergebnisse, in denen er mit einem „Massenspektroskop“ Fotoplatten belichtet und qualitative und quantitative Untersuchungen an den in einer Röhre enthaltenen Gasen durchgeführt hatte. *Arthur Jeffrey Dempster* entwickelte hieraus 1918 das erste moderne Massenspektrometer: Moleküle wurden in elektrisch geladene Bruchstücke zertrümmert, diese wurden von Magnetfeldern in Bahnen umgelenkt und über Detektoren in Abhängigkeit von ihrer Masse registriert.

Einhundert Jahre zuvor gab es in der Chemie zunächst jedoch weitere bedeutsame Entdeckungen. Hierzu gehörten so erstaunliche Phänomene wie das Gewicht von Atomen, die elektrische Zerlegung von Salzen und die Verflüssigung von Gasen.

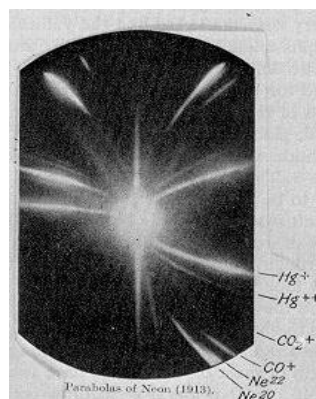


Abb. 39: Fotoplatte von 1913 mit den Isotopen von Neon (^{20}Ne und ^{22}Ne)

5.2 Davy und Berzelius

5.2.1 Davy und die Elektrolyse – gleich ein halbes Dutzend neuer Elemente (1807)

Sir *Humphry Davy* (1778-1829) war Holzschnitzersohn und Apothekerlehrling, aber in seiner Lehrzeit eignete er sich ein umfassendes Wissen in Chemie an. Er konnte nachweisen, dass Wärme nichts Materielles ist, und so wurde er Angestellter des „Pneumatischen Instituts“ in Bristol. Er sollte die Heilwirkung von Gasen untersuchen, doch die Gase erwiesen sich zu oft als giftig. Ein mutiger Selbstversuch zeigte die berauschende Wirkung des Gases Distickstoffmonoxid, und da er seine Schilderung zu übertreiben wusste, bekam es sehr bald eine „griffigere“, umgangssprachliche Bezeichnung: Das Lachgas.

Davy nutzte als einer der ersten den elektrischen Strom aus der *Volta*-Säule, um chemische Experimente durchzuführen. Er leitete den Strom in Wasser, doch in reinem Wasser blieb bei seinen Versuchen die Bildung von Säuren und Basen aus, die er beim Einsetzen von salzhaltigem Wasser beobachtet hatte. Elektrischer Strom konnte Salze zerlegen („Elektrolyse“), und Säuren, Laugen und Salze konnten ihn transportieren („Ionen“). Also bestimmte er die Wanderungsgeschwindigkeit der Ionen von Säuren und Basen bei einer Elektrolyse, und bei der Elektrolyse von Ätznatron und Ätzkali (Natrium- und Kaliumhydroxid) stellte er fest, dass an der Kathode (dem Minuspol) plötzlich glänzende Kügelchen entstanden, die sich mit oranger oder rosavioletter Flamme entzünden und sogar explodieren konnten, sobald Wasser hinzukam. Die Kügelchen glänzten metallisch, waren hochempfindlich und wurden beim Erkalten fest. Er hatte die Alkalimetalle Natrium und Kalium entdeckt (und auch aus Soda und Pottasche, engl. *pottash*, gewonnen, weshalb er sie *sodium* und *potassium* nannte).

Sogleich untersuchte auch *Gay-Lussac* in Frankreich die Erscheinung. Die Herstellung von reinem Kalium aus Kaliumhydroxid mittels der neu entdeckten *Volta*'schen Säule war ein sehr gefährliches Unterfangen. Das neu entdeckte Metall Kalium bildet in Kontakt mit Wasser schlagartig Knallgas, rosaviolette Stichflammen sowie ätzende *Kalilauge*. Natürlich zog er sich eine ernste Augenverletzung zu (Als 1809 die Sehfähigkeit wieder halbwegs hergestellt war, erforschte *Davy* direkt die nicht minder gefährlichen Amide des Kaliums und des Natriums, im Jahr 1810 die ätzenden Peroxide dieser beiden Metalle und im Jahr 1811 das von *Bernard Courtois* entdeckte Iod. Dabei entdeckte er die Iodwasserstoffsäure und das Kaliumiodid, später das elementare Bor und die giftige, fast wasserfreie Flusssäure. Er konnte auch er zeigen, dass die These von *Lavoisier* falsch war: Nicht alle Säuren enthalten Sauerstoff. Er wies nach, dass Salzsäuregas keinen gebundenen Sauerstoff enthielt, ebenso Blausäure und Schwefelwasserstoff. Da jedoch alle bekannten Säuren immer Wasserstoff enthielten, führte *Gay-Lussac* zur Benennung der Säuren die Vorsilbe *Hydro(gen)*- für Wasserstoffverbindungen ein, zum Beispiel Hydrogencyanid für Blausäure).

Davy elektrolysierte auch Kochsalzlösung. Ein grünes Giftgas entstand (Chlor, von griech. *χλωρος*, *chloros* für grün), das mit Wasserstoffgas explosionsartig zu Chlorwasserstoff reagierte. Das Chlorwasserstoffgas bildete beim Lösen in Wasser Salzsäure. *Davy*, *Gay-Lussac* und *Thénard* untersuchten den Chlorwasserstoff sofort mit starken Reduktionsmitteln, aber sie konnten in diesem Gas keinen Sauerstoff nachweisen. *Davy* zeigte, dass Chlor ein Element ist und kein zusammengesetzter Stoff. Und da Chlorwasserstoffgas keinen Sauerstoff enthält, war damit war auch bewiesen, dass es nicht der Sauerstoff ist, der den Säuren ihren Säurecharakter verleiht (wie *Lavoisier* und *Berthollet* vermutet hatten), sondern der Wasserstoff. Auch Iod und Brom wurden so als Elemente erkannt, und als

Davy weitere Salze und Alkalien elektrolysierte, fand er auch gleich noch vier weitere, bisher unbekannte Elemente. Sie bekamen die Bezeichnungen Barium und Strontium, Calcium und Magnesium. Davy wurde einer der Wegbereiter der Elektrochemie, und zum Entdecker der Erdalkalimetalle.

Das von ihm entdeckte Salz Silberiodid war lichtempfindlich – es wurde später in der Schwarz-Weiß-Fotografie eingesetzt. Seine Erfindung der Grubenlampe half den Bergleuten, die gefürchteten Schlagwetter im Bergbau anzuzeigen, und nachdem er 1802 entdeckte, dass Strom einen Platinfaden zum Glühen bringen kann, tüftelte er bis 1809 die erste Bogenlampe aus. Sein Assistent *Michael Faraday* wurde später zu einer weiteren Berühmtheit unter den Forschern (der „Blitzableiter“). Davy, betätigte sich selbst als Dichter, beherrschte mehrere europäische Sprachen und liebte die schöngeistige Literatur. 1807 erhielt er den von *Napoléon Bonaparte* ausgesetzten „Galvanischen Preis“ von 3000 Francs.

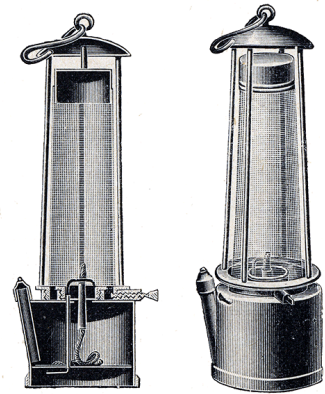


Fig. 192. Davysche Sicherheitslampe

Abb. 40: Die Davy'sche Grubenlampe

5.2.2 Berzelius – Reagenzglas, Atomgewichte (1818) und neue Symbole für die Elemente (1815)

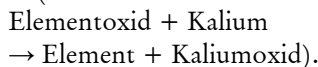
Ein weiterer Forscher in Schweden setzte ab 1802 ebenfalls auf die Elektrolyse mit Hilfe der *Volta*-Säule und schaffte so die Ersterstellung von über einem halben Dutzend neuer Elemente (Silizium, Zirkonium, Titan, Tantal, Vanadium und die Erstentdeckung von Cer, Selen und Thorium).

Jöns Jakob Berzelius (1779-1848), der Entdecker, verlor seinen TBC-kranken Vater mit vier Jahren. Die Stiefmutter trank, ihr Stiefsohn *Jöns* streifte, vor Streitereien und harten Strafen flüchtend, durch Wald und Flur, sammelte Käfer, bestimmte Pflanzen und beobachtete Vögel. Mit vierzehn, so erzählt *Ernst F. Schwenk* 1998 in „Sternstunden der frühen Chemie“ (S. 142ff), kam er über eine Pflegefamilie auf ein Gymnasium. In den Ferien hatte er auf dem Hof zu knechten, im Stall und auf dem Feld. Sein Schlaflager waren Kartoffelsäcke, sein Lohn vier Reichstakler und ein paar Wollstrümpfe. Als er mit 17 das Gymnasium verlassen musste, hieß es, er sei ein Mann „von guten Naturanlagen, aber schlechten Sitten und Hoffnungen“, und nach dem Medizinstudium fiel er fast durchs Examen – er hatte im Nebenfach Chemie mangelhafte Leistungen gezeigt. Eine Glasbläserlehre und eine Hilfsarbeiter-Tätigkeit in einer Apotheke folgten, dann die Teilhabe in einer Mineralwasser- und Essigfabrik, die recht bald bankrott macht. Zehn Jahre lang zahlt er die Schulden des Fabrikbesitzers ab, dann wird er Nachfolger des verstorbenen Lehrstuhlinhabers für Chemie der chirurgischen Schule der Universität Stockholm.

Von dem Gedanken beseelt, „das gesamte Gebäude der physischen Wissenschaften kennenzulernen, zu durchforschen und mit neuen Ideen zu befruchten“, ging er ungelösten Fragen nach, zäh und bis zur körperlichen Erschöpfung. Er begann mit der chemischen Analytik und war alsbald von der elektrolytischen Zerlegung von Salzlösungen fasziniert. Er bemerkte, dass eine Alkalisalzlösung durch die Elektrolyse in eine Säure und eine Base umgewandelt wird und vermutete deshalb, dass sich Atomgruppen sich wie kleine Magneten verhalten würden. Er bezeichnete sie als elektropositiv, elektronegativ oder unipolar und nahm an, dass alle Salze – anorganische und organische – kleine, molekulare Magnete

sein würden, mit je einem positiven und einem negativen Pol. Kaliumsulfat, so vermutete er, bestehe zum Beispiel aus den elektropositiv geladenen Teilchen Kaliumoxid und dem elektronegativ geladenen Schwefeltrioxid. Die Hypothese von der Existenz positiver und negativer Ladungen in jedem Teil erklärte die Elektrolyse. Sie wurde als dualistische Theorie bezeichnet und galt zwei Jahrzehnte lang, bis dass *Michael Faraday* und *Svante Arrhenius* bemerkten, dass Salze in wässrigen Lösungen Ionen bilden (zum Beispiel positiv geladene Kalium- und negativ geladene Sulfat-Ionen).

Berzelius veröffentlichte seine Erkenntnisse über die Elektrochemie, so dass *Davy* sie 1806 für erfolgreiche Elektrolyseexperimente nutzen konnte. *Davy* erhielt höchste Anerkennung für seine Erfolge, 1807 auch den Volta-Preis. *Berzelius* war enttäuscht. Daraufhin wiederholte er *Davys* Experiment zur Gewinnung der Alkalimetalle Kalium und Natrium mit einer Quecksilber-elektrode. Dadurch konnte er mehr Kalium gewinnen. Er setzte es für weitere Versuche ein. Als er es mit verschiedenen Mineralien reagieren ließ, war er so erfolgreich, dass ihm die Erstherstellung von über einem halben Dutzend neuer Elemente gelang, oft aus deren Oxiden und Chloriden (Reaktionsschema:



Ein erstes, von ihm neu entdecktes Element bedachte er mit dem Namen Cer, denn der italienische Astronom *Giuseppe Piazzi* hatte gerade zuvor am 1.1.1801 den neuen Zwergplaneten Ceres entdeckt.

Weitere neu entdeckte Elemente benannte er nach Göttern und mythischen Gestalten wie den Titanen, *Tantalus*, *Vanadys* und Donnergott *Thor*. Das 1823 aus Kieselerde gewonnene Element benannte er Silizium (von lat. *silex*, Kieselstein), das 1818 neben dem Tellur (von lat. *tellus*, Erde) „mitentdeckte“ Element Selen (von griech. *selene*, Mond) und das von seinem Schüler *Arfwedson* gefundene Element Lithium (von griech. *lithos*, Stein). Das schon 1789 von *Klaproth* in einem Zitronenmineral aus Ceylon entdeckte Element bekam den Namen Zirkonium. *Berzelius* stellte es 1824 erstmals her, indem er die Verbindung Kaliumhexafluoridozirconat(IV) zerlegte. Er erhitzte hierzu „ein Gemenge aus flusssaurem Zirkonkali mit Kalium in einer eisernen Röhre“, behandelte das Produkt mit Wasser, trocknete es und erhielt nach längerem Erhitzen mit Salzsäure ein „klumpiges Pulver, welches wie Kohle schwarz“ war und „durch Zusammendrücken mit dem Polierstahl eine dunkelgraue Farbe und Glanz“ annahm – das neue Element Zirkonium.

Berzelius muss anfangs Spaß an der Benennung neuer Mineralien und Elemente gehabt haben. Wolfram, Beryllium, Anlin sind Namen, die von ihm stammen. Einmal, so *Ernst F. Schwenk*, S. 150, muss sich *Berzelius* über seinen Schüler *Wöhler* lustig gemacht haben, als dieser ein neues Mineral entdeckt hatte. *Berzelius* schlug vor, es nach einem verdienten spanischen Kollegen zu benennen. *Wöhler* stimmte sofort zu und erkundigte sich nach dem Namen. Da soll ihm *Berzelius* mit toderner Mine erwidert haben: „Sein Name ist Miguel Erecacoexcohoncrena.“

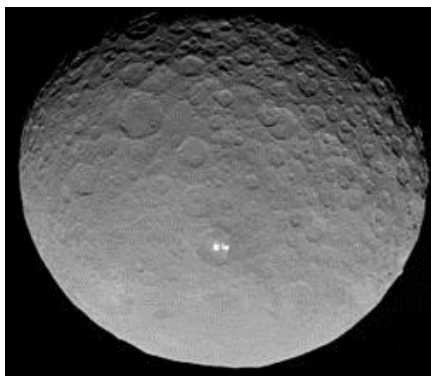


Abb. 41: Ceres, aus 13.600 km Entfernung fotografiert (Raumsonde Dawn, 4. Mai 2015). Mit der Benennung des Elementes Cer begann *Berzelius* eine Tradition, neue Elemente nach Himmelskörpern zu benennen: Palladium (Pallas), Selen (von griech. Selene, Mond), Uran(ium), Neptunium und Plutonium folgten.

Er hatte nicht nur Humor, er war auch fleißig und genial. *Dalton* hatte 1810 für Atome bzw. chemische Elemente Symbole wie Θ , \odot , \circ , \ominus , \oplus und \bullet vorgeschlagen. *Berzelius* setzte 1811 stattdessen einfach leicht verständliche Abkürzungen der lateinischen Stoffnamen ein: Pb für *plumbum*, Fe für *ferrum*, Ag für *argentum* und so weiter. An die Stelle der alten Namen traten nun sinnvolle Abkürzungen mit Elementensymbolen: „Spießglanzkönig“ und „Hornsilber“ wurden zu Sb und AgCl. Bei vielen chemischen Verbindungen fügte er kleine Zahlen hinzu, die die Stoffmengen- und Atomzahlen-Verhältnissen in Atomverbänden und Molekülen wiedergaben. Das ermöglichte es, alle Stoffe bekannter Zusammensetzung in kurzen Formeln wiederzugeben. Wasser bekam zum Beispiel die Formel H_2O , denn seine Elemente kennzeichnete er mit H für *hydrogenium* und O für *oxygenium*, denn deren Stoffmengenverhältnis $n(\text{H}) : n(\text{O})$ betrug 2 : 1. Die kleinen Zahlen (Indices) gaben die Stoffmengen- und Atomzahlen-Verhältnissen in Atomverbänden und Molekülen wieder. Sie waren erforderlich, um Stoffe wie Kohlen(stoff)dioxid (CO_2) und Kohlenmonoxid (CO), „Eisenoxydul“ (FeO) und „Eisenhammerschlag“ (Fe_3O_4), „Bleiglätte“ (PbO) und „Mennige“ (Pb_3O_4), *Glaubersalz* („schwefelsaures Natrium“, Na_2SO_4) und „schwefligsaures Natrium“ (Na_2SO_3) voneinander zu unterscheiden.

Um die Stoffmengen-Verhältnisse berechnen und die Indices für die Formeln einsetzen zu können, bestimmte *Berzelius* zwischen 1808 und 1818 die Atommasse von vierzig Elementen (mit Hilfe von Fällungsreaktionen und Metalloxiden und immer auf Sauerstoff = 100 bezogen). Hierbei stellte er fest, dass sich bei einigen Metalloxiden wie z. B. bei rotem Eisenoxid (heutige Bezeichnung: Eisen(III)-oxid) und Magnetit (Eisen(II,III)-oxid) kein ganzzahliges Vielfaches zum Metallatom bildet und vermutete bei den Verhältnissen 2 : 3 chemische Mischungen aus 1 : 1 und 1 : 2. 1827 verbesserte er daher seine Atommasstabelle und ergänzte sie um die Elemente Stickstoff und Chlor. Bis 1818 hatte er in mühsamer Fleißarbeit die Atomgewichte von 45 Elementen und die prozentuale Zusammensetzung von insgesamt rund 2000 Verbindungen herausgefunden und aufgelistet – eine gigantische, analytische Leistung, für die er 1818 geadelt wurde.

Zwischen 1808 und 1830 verfasste *Berzelius* sechs Bände seines Lehrbuches für Chemie (*Lärbok i kemien*). „Ein Lehrbuch sollte angenehm zu lesen sein und niemals langweilen, wie in dem erzählenden Style der schönen Literatur ist die Neugierde des Lesers zuvor zu spannen, bevor sie befriedigt wird.“, schrieb er. Sein Buch wurde ein Standardwerk. Er benutzte erstmals auch die Begriffe „Organische Chemie“ (*Organisk Kemi*) und „Protein“ und führte den Gebrauch vieler heute üblicher Laborgeräte ein: Reagenz- und Becherglas, Glastrichter und Filterpapier, Spiritusbrenner, Kautschukschläuche, Exsikkatoren und Wasserbäder. Viele Experimente führte er zuhause durch. Köchin und Haushälterin kochten Speisen neben beheizten Dampfbädern, spülten Laborgläser neben Weingläsern und sahen den Professor experimentieren – ohne Öfen und Dampfabzüge, Wasser- und Gasleitungen.

Dann legte der sehr temperamentvolle, wenn nicht sogar leicht reizbare Professor 1832 sein Amt nieder. Er hatte sich geschworen, für die Wissenschaft zu leben und niemals zu heiraten – jetzt aber, da „ihm die Abende etwas zu lang wurden“, hielt der 56-Jährige bei seinem Freund *Poppius* um die Hand seiner Tochter *Betty* an. Er heiratete die 24-jährige Tochter 1835, und als Hochzeitsgeschenk erhob ihn der schwedische König in den Freiherrnstand. Sein deutscher Kollege *Justus von Liebig* gratulierte dem Bräutigam zwinkernd: „Sie sind ein besonders glücklicher Ehemann, den wenn Sie vor 30 Jahren geheiratet hätten, so hätten Sie jetzt eine alte Frau!“. *Berzelius* starb 1848, vermutlich an einer Selenvergiftung.

5.3 Wöhler, Liebig, Schönbein und Faraday

5.3.1 Wöhler – Aluminium (1827), Harnstoff (1828) und explosive Gase

Friedrich Wöhler (1800-1882), ein Schüler von *Berzelius*, war vom Unterricht in der Schule derart gelangweilt, dass er Vorträge über neueste Entdeckungen aus der Naturwissenschaft besuchte. *Scheeles* neuartige „Feuerluft“, *Volta's* Säule zur Wasserzersetzung in Knallgas, das war viel spannender als der Schulstoff. Wöhler sammelte lieber Käfer und Versteinerungen, Minerale und Kristalle. 1815 besuchte der 15-jährige Sammler einen Mineralienhändler in Frankfurt und wurde dem zufällig anwesenden Herrn Geheimrat *Goethe* vorgestellt. *Goethe* wurde Wöhlers Idol. Wöhler wollte dazulernen wie der Geheimrat, und so wurde er zu einem passionierten Experimentator. *Georg Kablbaum* berichtete 1900 in „Ein Jugendbildnis in Briefen“, wie der junge Wöhler loslegte: „Wir sehen, wie das behende Kerlchen tagaus, tagein beständig laboriert, wie er die mütterliche Waschküche ... zu einem Laboratorium umwandelt. Auch das Schlafzimmer im steilen Giebel ist ganz und gar mit Trichtern, Phio- len und Retorten angefüllt, dazwischen verstaubte Mineralien, Kristalle und Gesteinstufen“, und „um die gleiche Zeit machte er Versuche mit Phosphor in seiner Stube. Dabei verbrannte er sich die Haut so stark, daß man die Narben noch an der Hand des Greises bemerken konnte. Die Phosphorteilchen spritzten überall im Zimmer umher, und als er abends zu Bett gegangen war und das Licht gelöscht hatte, sieht er allwärts die aufflam- menden Leuchten.“ Bei der Herstellung von Chlorgas wäre der junge Wöhler einmal sogar fast erstickt, und als er aus Kaliumchlorid mit Blasebalg, *Volta*-Säule und glühenden Kohlen metallisches Kalium herstellen konnte, staunten Eltern und Geschwister über die blanken Kaliumkügelchen, die in der Waschküche über das Wasser flitzten, sich entzündeten und mit violetter Flamme verbrannten. Als Wöhler dann tagsüber Medizin studierte, untersuchte er abends Blutlaugensalz und Blausäure, Rhodanquecksilber (für das Pharaonenschlangenexperiment) und Oxalsäure. Gegen den Willen des Vaters wurde er dann Chemiker, nicht Arzt, und ging zu *Berzelius* nach Stockholm. Hier erlernte er die analytischen Methoden, das chemische Arbeiten und die Durchführung der beliebten experimentellen Abend- unterhaltungen für die gehobene Gesellschaft.

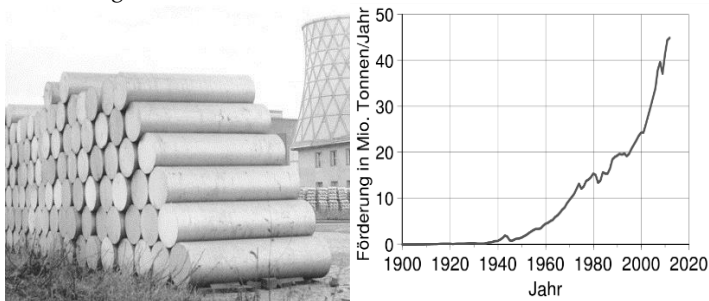


Abb. 42: Aluminiumbarren und Weltjahresproduktion an Aluminium: Schon 1943 um 3 Mio. t, 2010 über 40 Mio.

1827 setzte er in Heidelberg ein glühendes Tonerde-Kohlepulver-Gemisch mit Chlorgas um und ließ das erhaltene Produkt in Porzellantiegeln über der Spiritusflamme mit metallischem Kalium reagieren. Der anschließend mit Wasser behandelte Schmelzkuchen enthielt „lauter winzig kleine Metallfitter“, die an Luft verbrannten „mit einem Glanze, den das Auge kaum ertragen kann“. Eine Sensation: Er hatte ein neues Element entdeckt – das schon bald technisch wichtigste Nichteisenmetall. Es wurde nach Alaun benannt (lat.:

Alumen), und inzwischen werden jährlich weit rund 45 Millionen Tonnen dieses Werkstoffs Aluminium hergestellt.

Nicht einmal ein Jahr später erhielt *Berzelius* in Stockholm einen *Brief*. Er kam von *Wöhler*, der stolz mitteilte:

„Ich kann, so zu sagen, mein chemisches Wasser nicht halten und muss ihnen sagen, daß ich Harnstoff machen kann, ohne dazu Nieren oder überhaupt ein Thier, sey es Mensch oder Hund, nöthig zu haben. Ich fand, daß immer wenn man Cyansäure mit Ammoniak zu verbinden versucht, eine kristallisierte Substanz entsteht, die ... weder auf Cyansäure noch Ammoniak reagiert ... und es bedurfte nun weiter Nichts als einer vergleichenden Untersuchung mit Pisse-Harnstoff, den ich in jeder Sicht selbst gemacht hatte, und dem Cyan-Harnstoff. Wenn nun ... kein anderes Produkt als Harnstoff entstanden war, so mußte endlich ... der Pisse-Harnstoff genau dieselbe Zusammensetzung haben, wie das cyansaure Ammoniak. Und dies ist in der That der Fall ...“ (zitiert nach Chemie heute, Schroedel Verlag, Klasse 9/10., S. 64, ISBN 978-3-507-86192-3).

Wöhler hatte bei seiner Erforschung von Cyanen Kaliumcyanat KOCN mit Ammonsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ umgesetzt. Sein Produkt war erstaunlicherweise mit „Pisseharnstoff“ identisch. Dieses Ergebnis war eine Sensation erster Ordnung, denn Harnstoff kam nur in lebenden Organismen vor oder wurde von ihnen produziert. *Wöhler* hatte erstmals einen solchen „organischen“ Stoff aus toter Materie hergestellt, aus „unorganischen“ Substanzen. Eigentlich hatte *Wöhler* einige Jahre zuvor etwas Vergleichbares geschafft – doch niemand hatte es bemerkt. Er hatte mit Dicyan experimentiert, einem farblosen, stechend bittermandelartig riechenden Giftgas, das sich ähnlich wie Iod verhielt. Er hatte es durch „Verseifung“ mit einer alkalischen Lösung zu Oxalsäure umgesetzt, die in Sauerklee, Rhababer, Mangold, Petersilie, Roten Rüben und Sauerampfer vorkommt – doch niemand hatte die Bedeutung dieser Oxalsäure-Synthese bemerkt. Jetzt aber horchte die Fachwelt auf. Galten die chemischen Gesetze für „tote Kristalle“ ebenso auch für „Substanzen des Lebens“? Die Lehrmeinung, zur Erzeugung organischer Stoffe sei eine transzendente (übernatürliche) Lebenskraft erforderlich, die *vis vitalis*, war widerlegt. In den Chemielehrbüchern kam um die Harnstoffsynthese geradezu ein „Schöpfungsmythos“ der organischen Chemie auf. *Wöhler* wurde später unter Anderem zum korrespondierenden Mitglied der Bayerischen Akademie der Wissenschaften (1839) und der Russischen Akademie (1853), zum Ehrenbürger von Göttingen (1857), 1864 zum Träger des Ordens *Pour le Mérite* (Verleihung durch den König von Preußen), 1867 zum Ehrenmitglied der neu gegründeten Deutschen Chemischen Gesellschaft (zusammen mit *Bunsen* und *Liebig*), zum Ritter der Ehrenlegion (Ritterschlag durch Kaiser *Napoléon* von Frankreich).

Im Alter von 28 Jahren erkrankte *Wöhler* in Folge „vielen Stubensitzens, Schreibens und Einatmens von Stinkereyen“ schwer. Er fuhr in Kur und traf seinen Onkel, dessen Tochter ihm gefiel. Sie heirateten, er wurde 1831 Vater und in Berlin brach die Cholera aus. *Wöhler* brachte die Familie in Sicherheit, nach Kassel, und kehrte nach Berlin zurück. Als seine Frau jedoch 1832 die zweite Tochter gebar, starb sie. *Wöhler* trauerte und war länger arbeitsunfähig, bis dass *Justus von Liebig* ihn tröstend nach Gießen einlud, zu einer gemeinsamen Forschungsarbeit an der Analyse von Bittermandelöl. *Liebig* und *Wöhler* arbeiteten sodann an der Benzoesäure und entdeckten das Benzoylradikal. Wieder wurde der Fachwelt eine Sensation präsentiert – die Radikaltheorie kam auf – und die Entdeckung der Isomerie



Abb. 43: Gedenkmarke zum hundertsten Todesstag *Wöhlers*, des Entdeckers der Harnstoffsynthese

kam hinzu, die Ersterstellung der Elemente Iridium und Osmium (aus Platinrückständen, die Kollege *Dumas* ihm geschenkt hatte), die Entdeckung von Beryllium und Yttrium (benannt nach dem schwedischen Dorf Ytterby, dem einzige Dorf, das gleich drei Mal in das spätere Periodensystem der chemischen Elemente gelangte – über die Bezeichnungen der drei Element Yttrium, Ytterbium und Erbium). In Paris traf *Wöhler* Wissenschaftler wie *Thénard*, *Ampère* und *Gay-Lussac*, in London *Michael Faraday* und privat *Julie Pfeiffer*, eine Freundin der verstorbenen Ehefrau. Er ging eine neue Ehe ein (1834), arbeitete ab 1836 in Göttingen und verstand es, auch weniger Gebildete anzusprechen. Sein Wahlspruch „Probieren geht über Studieren!“ verbreitete sich rasch. Er isolierte Harnsäure aus Schlangenkot, Cocain aus Coca-Blättern, Opiumbasen aus Schlafmohnsaft. In Chinarinde fand er den Stoff Hydrochinon, der überraschend stark mit Oxidationsmitteln reagierte (Bombardierkäufer setzen diesen Stoff zur Verteidigung ein. Ihre Abwehrdüsen stellen eine rund 10%ige Hydrochinonlösung her, der 28%iges Wasserstoffperoxid beigelegt ist. Im Verteidigungsfall erhält das Gemisch Kontakt mit dem Enzym Katalase und ein 100°C heißes, ätzendes Abwehrmittel spritzt dem Angreifer entgegen). 1857 löste *Wöhler* etwas mit Silizium verunreinigtes Aluminium in Salzsäure auf. Dabei entwickelte sich ein Gasgemisch, das explodierte. Aluminium reagiert zwar mit Salzsäure zu Wasserstoff und Aluminiumchlorid, doch die heftige Spontanreaktion mit dem Luftsauerstoff kam nicht vom Wasserstoffgas (dieses reagiert nur bei Zündung oder in Kontakt mit Katalysatoren) – er hatte das bis dato unbekannte Gas Monosilan (Siliziumwasserstoff SiH_4) hergestellt (1916 entdeckte *Alfred Stock*, dass dieses Gas Vertreter einer ganzen Stoffgruppe ist, der Silane. Die Silanwasserstoffchemie wurde zu einem hochinteressanten Forschungsgebiet „neben“ der Organischen Chemie – die Silane ähneln den gesättigten Kohlenwasserstoffen (Alkanen). *Stock* hoffte, auch länger-kettige, flüssige „Siliciumbenzine“ zu gewinnen, was ihm dann bei völligem Ausschluss von Luft auch gelang. Trichlorsilan ist heute ein Zwischenprodukt zur Herstellung hochreinen Siliziums für Microchips, und einige höhere, nicht mehr selbstentzündliche Silane wurden für einen Einsatz als Zusatzstoffe für Raketentreibstoffe vorgeschlagen).

1862 die nächste Sensation: *Wöhler* entdeckte erneut ein Herstellungsverfahren für ein hoch reaktives Gas, das Acetylen (Ethin). Er löste das erstmals hergestellte Pulver Calciumcarbid in Wasser auf. Acetylen entwich. Das mit heller Flamme brennende Gas wird heutzutage beim Autogenschweißen zum Stahlschmelzen eingesetzt – bei rund 3000 °C – und war ab 1902 Brenngas für die Carbidlampe. Ab 1930 gab es in Deutschland die *Reppe*-Chemie, die mit Ethin viele neue Reaktionen industriell durchführt, seitdem es *Walter Reppe* gelang, die Explosionsgefahr des unter Druck gelagerten Ethins zu verringern. Die fensterlosen Labors von *Reppe* befinden sich noch heute in Ludwigshafen am Rhein, in den obersten Gebäudeetagen auf dem Gelände der BASF. 1976 gelang es den Wissenschaftlern *Heeger*, *MacDiarmid* und *Shirakawa*, Polyethin mit Oxidationsmitteln so zu dotieren, dass daraus elektrisch leitfähige Kunststoffe entstehen, was ihnen im Jahr 2000 den Chemienobelpreis einbrachte.).

5.3.2 Von *Liebig* – Elementaranalysen und Düngemittel (1831 und 1840/55)

Justus Freiherr von Liebig (1803-1873) war mit *Wöhler* befreundet. Ihre Familien machten oft gemeinsam Wanderurlaub in den Alpen. Während *Wöhler* ein ruhiger, ausgeglichener Lebenskünstler war, konnte sein Kollege ein ausgesprochener Hitzkopf sein. *Von Liebig* war ein Chemiker, der wohl Millionen von Menschen gerettet hat – vor dem Verhungern. Von April bis September 1816 vernichteten Frost, Schnee und Eisstürme in Amerika, West- und Mitteleuropa Ernten (der Ausbruch des Tabora-Vulkans 1815 hatte Teilen der Nord-

sogenannten Radikalen. Diese würden bei einer Reaktion unverändert bleiben (Radikaltheorie).

Er hatte sogar entdeckt, dass es Stoffe mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Struktur gab, so zum Beispiel Silbercyanat und Knallsilber (Silberfulminat). Beide Salze hatten jeweils gleiche Stoffmengen an Silber Ag, Kohlenstoff C, Stickstoff N und Sauerstoff O, somit auch die gleiche Summenformel KCNO. Silberfulminat bildete glänzende, weiße Kristallnadeln und war hochexplosiv, während Silbercyanat ein harmloses, graubeiges Pulver darstellte. Die Atome mussten also andersartig verknüpft sein, in unterschiedlicher Anordnung (Dieses Phänomen wird „Isomerie“ genannt, die heute bekannten Strukturformeln sind AgONC bzw. $\text{Ag}^+ \text{O}^- \text{N}^+ \equiv \text{C}^-$ für Knallsilber, das in Knallerbsen verwendet wird, und AgOCN bzw. $\text{Ag}^+ \text{O}^- \text{C} \equiv \text{N}$ für Silbercyanat, das aus Harnstoff und Silbernitrat hergestellt werden kann). Und jetzt wurden seine beiden Forschungsarbeiten von 1840 und 1842, „Die organische Chemie in ihrer Anwendung auf Agricultur und Physiologie“, kurz Agriculturchemie und „Die Thierchemie oder die organische Chemie in ihrer Anwendung auf Physiologie und Pathologie“ kritisiert?

Liebig reagierte mit Sarkasmus und bitterer Polemik. Er überwarf sich mit der hessischen Regierung und begann 1846 in München neu. Hier erkannte er, warum sein Patentdünger unwirksam blieb: Er war in kaltem Wasser unlöslich. Und es bedurfte neben Kalzium und Kalium auch an phosphat-, stickstoff- und magnesiumhaltigen Salzen. „Fehlt ein einziger“, so schrieb er nun über die Nährstoffe, „so bleibt der Überschuss der anderen wirkungslos. Der Ertrag ist von der Menge desjenigen Stoffes abhängig, von dem am wenigsten vorhanden ist“ (Gesetz des Minimums, 1855).

1844 gab es eine neue Hungersnot, Hungertyphus brach aus und die Sterblichkeitsrate schnellte hoch. Im Frühjahr 1847 starben allein in Oberschlesien rund 16000 Menschen. Im Frühjahr 1848 gab es in ganz Europa revolutionäre Unruhen. Erst ab etwa 1860 gab es die nötige Anerkennung für *Liebigs* Theorie. Und endlich auch die ersten Düngemittelfabriken. Der wasserlösliche Phosphatdünger kam auf den Markt. Die Lebensbedingungen verbesserten sich entscheidend. *Liebigs* Gießener Laboratorium wurde zum Mekka für die Chemiker aus aller Herren Ländern. Und in München untersuchte er Körpersäfte und Ausscheidungsprodukte, erstellte Rezepte für Backpulver und Säuglingsuppen.

Als die kleine Tochter seines Freundes, des Sodafabrikanten *James Muspratt*, an Typhus oder Cholera erkrankte und vor Schwäche fast schon im Sterben lag, erwarb *Liebig* vier Pfund Rindfleisch, fügte zwei Liter Wasser und etwas Salzsäure hinzu und kochte das Ganze, bis dass das Fleisch fast aufgelöst war. Den Fleischtrank flößte er der Sterbenskranken ein, löffelweise und stundenlang, und nach vier Tagen war das Mädchen gerettet. „Eine neue Fleischbrühe für Kranke“, notierte *Liebig* in seinen „Annalen der Chemie“, und nach acht Jahren erhielt er ein Angebot aus Hamburg. Ein Herr *Giebert* teilte ihm mit, er habe in Uruguay bemerkt, dass man dort jährlich Hunderttausende von Schafen, Rindern und Ochsen schlachte, nur um die Hörner, Häute und Felle zu gewinnen. Das Fleisch ließe sich nicht transportieren ohne zu vergammeln, es lande in den Flüssen. Er schlage daher vor, dort „Anstalten zur Gewinnung von Fleischextrakt“ zu errichten. *Liebig* stimmte zu. „*Liebig's Extract Company Ltd.*“ eröffnete 1864 in Uruguay den Betrieb. Das Fleisch von 200000 Rindern konnte verarbeitet werden, und *Liebigs* Fleischextrakt wurde zum Exportschlager, weltweit (zusätzlich zum Kaffee-Extrakt, den er dann noch in hohem Alter hinzuerfand).

Theodor Heuß resümierte 1953 in einer Gedenkrede über *Liebig*: „Kein Mensch hat so vielen anderen Menschen das Lebenkönnen ermöglicht.“

Der Chemie hat *von Liebig* zudem einen unverkennbaren Stempel aufgesetzt. Seine fleißigen Elementaranalysen halfen fortan bei der Ermittlung der Verhältnisformeln organischer Verbindungen. Sie werden noch heute in der von Berzelius eingeführten Symbolik wiedergegeben – vom Pentanol (Amylalkohol) mit der Summenformel $C_5H_{11}OH$ über das gelbe Blutlaugensalz Kaliumhexacyanoferrat-(II) mit $K_4[Fe(CN)_6]$ bis hin zum Aluminiumsalz-Nachweismittel Alizarin-S $C_{14}H_7NaO_7S$.

5.3.3 Schönbein – Brennstoffzelle (1838) und Schürzen-Explosion (1845)

Dem kauzigen Basler Professor *Christian Friedrich Schönbein* (1799-1868) passierte 1845 eines jene Missgeschicke, die man wohl nie vegisst. Dabei hatte er sich mühsam hochgearbeitet.

Mit dreizehn Jahren begann er eine Lehre in Böblingen und lernte die „Bereitung pharmazeutischer Praeparate im Großen“, indem er täglich von sechs Uhr morgens bis sieben Uhr abends an hölzernen Rührbottichen stand und Tinkturen und Pillen herstellte. Mit 20 wurde er Laborleiter in Augsburg (Arbeitszeit täglich 13 Stunden) und in Erlangen Fabrikdirektor, aber seine Freundschaft mit *Justus von Liebig* sorgte wohl dafür, dass er Pädagoge in Rudolstadt und London wurde, um dann 1828 an die Sorbonne zu gehen, wo er bei *Gay-Lussac* und *Ampère* studierte - die Chemie. In Basel fand er dann eine Anstellung als Professor, und bei seinen Privatforschungen bemerkte er, dass Eisen völlig reaktionsträge werden konnte, wenn man es mit konzentrierter Salpetersäure behandelte („Passivierung“).

1838 erforschte er Vorgänge bei der Elektrolyse von Wasser. Er umspülte zwei Platindrähte mit Wasserstoff und Sauerstoff, und plötzlich trat eine elektrische Spannung zwischen den Drähten auf, fast wie in einer *Volta*-Säule. Er hatte eine erste, einfache Brennstoffzelle erfunden. Bei einer elektrolytischen Wasserstoffgewinnung in Birmingham 1839 bemerkte er, dass ein Geruch auftrat, der in seiner Jugend nach einem Blitzeinschlag in eine Kirche aufgetreten war, „nach Heu oder Nelken“. Er trat aber nur am positiven Pol auf. Also untersuchte er das Gas, das Indigolösung entfärbte, Jodkaliumstärke blau färbte und gelbes Blutlaugensalz in „Berliner Blau“ umwandelte. Er nannte es „Ozon“, von griech. *ὄζειν* *ozein* „riechen“. Er untersuchte „das Riechende“ fünf Jahre lang, und obwohl *Berzelius* ihm schrieb, es könne vielleicht eine andere Erscheinungsform des Sauerstoffs sein, konnte er die Zusammensetzung seines „Heuduftes“ nicht aufklären.

Er vermutete, es setze sich aus Sauerstoff und Stickstoff zusammen. Deshalb experimentierte er mit Salpetersäure. Dabei fiel ihm 1845 eine Flasche zu Boden, die ein Gemisch von konzentrierter Schwefel- und Salpetersäure enthielt. Sie zerbrach, und *Schönbein* beeilte sich, das Säuregemisch mit seiner Küchenschürze aus Baumwolle aufzuwischen. Dann hängte er sie zum Trocknen über den Ofen. Als die Schürze getrocknet war detonierte sie. Aus dem Missgeschick wurde ein Experiment, ein Schauversuch, und dessen Untersuchung machte ihm klar, dass der Säurerest der Salpetersäure mit den Cellulosefasern der Schürze reagiert und einen Sprengstoff gebildet hatte, die Schießbaumwolle (Nitrocellulose). Der Stoff wurde zum Scherzartikel.

Die Nachricht ging wie ein Lauffeuer um. Der „Schießbaumwollschönebein“ musste plötzlich Dutzende von Kollegen empfangen, auch Geschäftemacher und Spekulanten, Bergbaudirektoren und Munitionsfabrikanten. Schönbeins neues Jahreseinkommen in der Wirtschaft sollte bald das Zehnfache des Professorengehalts annehmen: Seine Schießbaumwolle verbrannte 500mal schneller als Schwarzpulver und bildete dreimal so viel Gas. Sie detonierte in der Sprengstoff-Fabrik noch bei der Herstellung, und es gab 21 Todesopfer.

Schönbein zog sich zurück in die Laborarbeit. Seine Schießbaumwolle ließ sich in Ether-Alkohol-Gemischen lösen und nach Verdunstung des Lösemittels blieb ein Film zurück, der Wunden vor Infektionen schützen konnte. War das ein neuer „Wundschnellverband“? *Schönbein* testete sein „Collodium“, die nitrierte Cellulose, als Hühneraugenpflaster, Schuh- und Metall-Lack und in Möbelpolituren. Sein Kollege *Frederick Scott Archer* verwendete das Collodium für lichtempfindliche Silberchlorid-Glasplatten. Sie lieferten nach wenigen Sekunden Belichtungszeit hervorragende Portraitaufnahmen. Sein Verfahren verdrängte die Daguerrotypie. Als Erfinder einer Schwarzweiß-Fotografie, die ohne überlange Belichtungszeiten auskam, war er bald ein reicher Mann. *Schönbein* ging leer aus.

Alexander Parkes, ein weiterer englischer Chemiker, meldete ein Patent auf „künstliches Horn“ an, dass er aus Schießbaumwolle und Campher gewann. Cellulod, das Material, konnte gut zu Billardkugeln, Kämmen, Knöpfen, Brillengestellen und Spielwaren verarbeitet werden. Bisher hatte man dafür nur Stoßzähne von Elefanten und Walrössern einsetzen können – dieser wohl allererste thermoplastische Kunststoff war preiswerter und besser. Der Produzent belieferte bald die halbe Welt und wurde steinreich. *Schönbein* wurde es nicht.

1847 hatte *Schönbein* die Idee, aus Nitrocellulose-Lösung Fäden zu ziehen. *Mathias Schweizer* griff diesen Gedanken 1857 auf. Er löste die Fasern in Lösungen von Kupferhydroxid in Ammoniakwasser („*Schweizers Reagenz*“), doch die Textilien aus Nitrozellulose waren noch immer hochexplosiv. Dem französischen Grafen *Hilaire Chardonnet* gelang es 1889/92, aus nitrierten Baumwollfäden Glühfäden herzustellen und seide-ähnliche Kunstfasern zu spinnen (cellulosische Filamentgarne) – die „Cuprammoniumcellulose-Kunstfasern“ machten auch ihn steinreich.

Schönbein wurde nicht beteiligt. Er wurde Stadtpolitiker, korrespondierte fleißig mit von Liebig, Faraday und Berzelius, sprach fröhlich dem guten Wein und dem Tabak zu und blieb kreativ in der praktischen Chemie tätig. Das Formelwissen und die abstrakten Atomtheorien der theoretische Chemie waren nicht sein Fall. „Gehts mir weg mit eire Adome! Warum gibt's net Adome so groß wia Leberklöß', daß mr se de Leut au zeiga könnt'?“



Abb. 45: Diese Schwarzweiß-Aufnahme von etwa 1855 zeigt *Frederick Scott Archer*, der *Schönbeins* Collodium für erste Schwarzweiß-Aufnahmen nutzte, die keine überlangen Belichtungszeiten erforderten.

5.3.4 Faraday – Flüssiggas (1823) und Elektrolysegesetze (1833)

Michael Faraday (1791-1867) war einer der Stars unter den Naturforschern, ein Physiker und Chemiker, der Weltruhm erlangte. 1855 führte er eine seiner Weihnachtsvorlesungen durch, an der selbst zwei Prinzen teilnahmen. Es begann 1826 mit einer Vorlesung über Kautschuk. *Faraday* fand, Vorlesungen sollten Spaß machen und für Laien verständlich

darstellen, was sich in Naturforschung und Technik tat. Sie sollten bilden, unterhalten und vor allem anregend sein, oft speziell an jugendliche Hörer gerichtet. Seine Weihnachtsvorlesungen wurden mitgeschrieben und als sechsteilige Artikelfolge in Crookes *Chemical News* veröffentlicht. Die Buchfassung wurde eines der erfolgreichsten populärwissenschaftlichen Bücher und in zahlreiche Sprachen übersetzt. Gasverflüssigung, Lithografien, die Naturgeschichte einer Kerze (*Chemical History of a Candle*) – es gab kaum ein Thema, das er nicht darstellen konnte. Mineralien und Metalle, Blitzableiter und Magnete, *Galvanis* Froschenkelversuch, *Volta's* Säule, *Davy's* Entdeckungen – jedes seiner Themen war spannend.

Von *Davy* hatte er gelernt. Er hatte mit ihm Iod aus Seetang und Lachgas gewonnen, bestieg mit ihm den Vesuv und zeigte ihm unfreiwillig, wie explosiv Stickstofftrichlorid sein kann. Als sein Assistent lernte er *Ampère*, *Gay-Lussac*, *Napoléon* und *von Humboldt* kennen und in seinem Hochzeitsjahr 1821 entdeckte er, dass elektrischer Strom in eine rotierende mechanische Bewegung umgewandelt werden kann – mit einer Magnetonadel und ein paar Drähten. Wenn Elektrizität Arbeit leisten kann und Elektrizität mit Magnetismus zusammenhängt, dann musste es hier noch viel zu erforschen und auszutüfteln geben. Er ging es an. 1831 entdeckte er die elektromagnetische Induktion und fand ein Jahr danach heraus, dass Elektrizität immer gleich war, egal ob er sie durch Reibung, Wärme, *Volta*-Säulen oder magnetisch erzeugte. Ab 1833 führte er Elektrolyse-Experimente durch, entwickelte die Grundbegriffe der Elektrochemie (Elektrolyt und Elektrode, Kation und Anion, Kathode und Anode, nach den griechischen Worten für „die Straße der Elektrizität“, *ἀνοδος* für „Aufstieg“ und *κάθοδος* für „Hinabweg“ (für die Elektrode, aus welcher der Strom herausfließt). 1834 formulierte er deren Grundgesetze: „Die chemische Kraft eines elektrischen Stroms ist direct proportional der absoluten Menge von durchgegangener Elektrizität.“ Und: „Die elektro-chemischen Aequivalente sind den gewöhnlichen chemischen gleich.“ (Das 1.+2. Grundgesetz der Elektrochemie in ihrer Originalformulierung, nach: Siebente Reihe von Experimental-Untersuchungen über Elektrizität. In: *Annalen der Physik und Chemie*. Bd. 109, 1834, S. 481 und 500).

Die heutige Formulierung der beiden *Faradayschen* Gesetz ist:

- 1) Die Stoffmenge, die an einer Elektrode während der Elektrolyse abgeschieden wird, ist proportional zur elektrischen Ladung, die durch den Elektrolyten geschickt wird.
- 2) Die durch eine bestimmte Ladungsmenge abgeschiedene Masse eines Elements ist proportional zur Atommasse des abgeschiedenen Elements und umgekehrt proportional zu seiner chemischen Wertigkeit (der Anzahl von einwertigen Atomen, die sich mit diesem Element verbinden können).

Um ein Mol eines einwertigen Ions elektrolytisch abzuscheiden, wird also die Ladungsmenge bzw. Ladung von genau einem $F = 96485 \text{ C/mol}$ benötigt. Das ist die *Faraday*-Konstante und sie ist gleich der Ladung, die zur Abscheidung eines Mols eines einwertigen Stoffes gebraucht wird.

Kraftlinien und -felder faszinierten ihn. Er fand Möglichkeiten, sie abzuschirmen (der *Faraday'sche* Käfig). 1837 untersuchte er Isolatoren, bestimmte die Dielektrizitätskonstante und erforschte 1845 den Zusammenhang von Magnetismus und Licht, wobei er entdeckte, dass magnetische Felder die Polarisationssebene von Licht drehen können (er fand die Polarisierung des Lichtes also in dem gleichen Jahr, in dem *Schönbein* die Schießbaumwolle entdeckte).

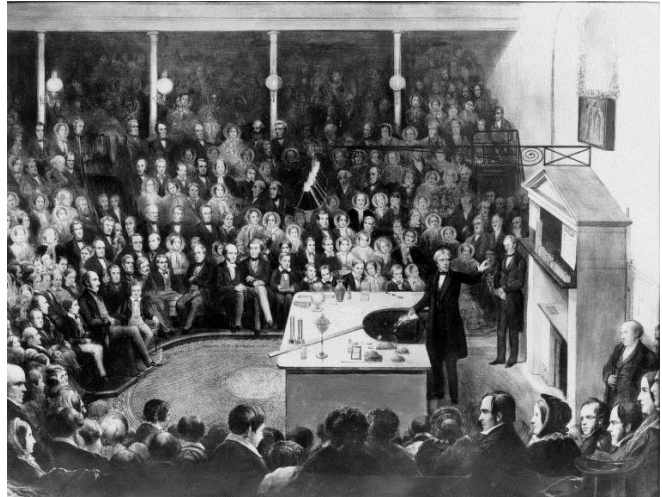
Schon 1823 hatte er herausgefunden, dass man Gase verflüssigen kann (an einem Glasrohr, in dem er Chlorgas eingeschmolzen und gekühlt hatte – es bildete ölige Tropfen, die beim Anritzen der unter Druck stehenden Glasampulle dieselbe explodieren ließen). Kohlen säure, Bromwasserstoff, Schwefeldioxid – *Faraday* konnte fast alle Gase verflüssigen – zog sich aber oft auch gefährliche Verletzungen zu, wenn seine Glasrohre zerplatzten. Er bemerkte, wie Gaswerk-Techniker aus Walöl kleine Mengen einer eigenartig riechenden Flüssigkeit isoliert hatten und ermittelte deren Summenformel zu CH_6 , Siedetemperatur 80°C . Sie erwies sich als Benzol, den Grundstoff der aromatischen Kohlenwasserstoffe. Bei der Untersuchung eines elastischen Materials aus brasilianischem Kautschuk fand er Isopren, den Grundbaustoff des Kautschuks.

„Ihn zeichnete eine unbeschreibliche Raschheit und Lebendigkeit aus. Der Widerschein seines Genius umgab ihn mit einer ganz besonderen, strahlenden Aura. Diesen Charme spürte gewiß jeder – ob tiefsinniger Philosoph oder schlichtes Kind –, der den Vorzug genoß, ihn in seinem Zuhause zu erleben – in der Royal Institution.“, so *William Thomson* (Zitiert nach: *Emilio Segrè*: Die großen Physiker und ihre Entdeckungen. Piper, München 1997, S. 247).

Mathematisch aber hatte er seine Schwierigkeiten – zeit lebens war er nicht in der Lage, eine physikalische Formel zu schreiben. Mit 65 ließen seine

Kräfte nach. Er hatte eine Quecksilbervergiftung erlitten, aber noch immer hielt er seine Vorlesungen für Kinder – die Naturgeschichte einer Kerze. *James Clerk Maxwell* schrieb 1873 in *Nature* über ihn: „*Faraday* ist der Vater der erweiterten Lehre des Elektromagnetismus, und wird dies immer bleiben.“. „*Faraday* sah im Geiste die den ganzen Raum durchdringenden Kraftlinien, wo die Mathematiker fernwirkende Kraftzentren sahen; *Faraday* sah ein Medium, wo sie nichts als Abstände sahen; *Faraday* suchte das Wesen der Vorgänge in den realen Wirkungen, die sich in dem Medium abspielten, jene waren aber damit zufrieden, es in den fernwirkenden Kräften der elektrischen Fluida gefunden zu haben...“ (Zitat: *Károly Simonyi*: Kulturgeschichte der Physik: von den Anfängen bis 1990. Verlag Deutsch, 1995, S. 343). Ende des 19. Jahrhunderts nahm man ihn wahr, als Erfinder des Elektromotors, des Transformators und des Generators, als Entdecker des magneto optischen Effektes, des Benzols, des Diamagnetismus und als Schöpfer der elektromagnetischen Feldtheorie.

Zum 70. Geburtstag stiftete ihm *Queen Victoria* eine Wohnung im königlichen Park. Dort stark er, geistig verwirrt, im Alter von 76 Jahren.



Michael Faraday

Abb. 46: Unterschrift und Weihnachtsvorlesung 1855 von *Faraday* vor Prinz *Albert* und Prinz *Alfred* (Lithografie von *Alexander Blaikley*)

6 Technik und Naturwissenschaft im 18. und 19. Jahrhundert

6.1 Ausklang des 18. und der Beginn des 19. Jahrhunderts

6.1.1 Absolutismus, Aufklärung und Revolution

Das 18. Jahrhundert ist zunehmend durch einen neuen „Vernunftglauben“ geprägt worden. Einerseits herrschte der Adel noch unangefochten, oft sogar in Form des Absolutismus. Andererseits begann ab etwa 1700 die Aufklärung als ein Vorhaben mit dem Ziel, alle den Fortschritt behindernden Strukturen mit Hilfe der Vernunft zu überwinden. Die Berufung auf die Vernunft als universelle Urteilsinstanz begründete den Kampf gegen Vorurteile, für mehr persönliche Handlungsfreiheit, für Bildung und Menschenrechte, für religiöse Toleranz und das Gemeinwohl als Staatspflicht. Das rationale Denken bewirkte eine neue Hinwendung zu den Naturwissenschaften, den revolutionären Sturz der absolutistischen Monarchie in der Französischen Revolution und die Entstehung eines starken (Bildungs-)Bürgertums aus dem zuvor so genannten „Dritten Stand“. Die Französische Revolution gipfelte in revolutionären Kriegen, Terrorherrschaft und der Machtergreifung *Napoléons*. Die Aufklärung brachte einen modernen Wirtschaftsliberalismus und, besonders in Großbritannien, Anfänge der Industriellen Revolution, die man auf etwa 1750 bis 1850 datiert. Sie brachte eine tiefgreifende und dauerhafte Umgestaltung der wirtschaftlichen und sozialen Verhältnisse, aller Arbeitsbedingungen und Lebensumstände. Aus der Agrar- wurde eine Industriegesellschaft. Die Bevölkerung nahm stark zu, Technik, Produktivität und Wissenschaft entwickelten sich extrem beschleunigt weiter und neuartige soziale Missstände spitzten sich bei den an dieser Umwälzung beteiligten Gesellschaftsklassen zu, den kapitalistischen Unternehmern einerseits und dem lohnabhängige Proletariat andererseits.

6.1.2 Das Ende der Naturkunde – Physik und Biologie zu Beginn des 18. Jahrhunderts

Am Ende des 17. und zu Beginn des 18. Jahrhunderts, etwa ab *Boyle* und *Malpighi*, begann sich die „Naturkunde“ langsam in einzelne, naturwissenschaftliche Fachgebiete aufzuteilen.

Die Tier- und Pflanzenkunde wurden durch *Carl von Linné* (1707-1778) zur systematischen Biologie vereinigt, indem er mit seiner binären Nomenklatur ein System zur botanischen und zoologischen Einordnung aller Arten von Lebewesen entwarf. Schon als Student hatte er sich für die damals noch neue Idee der pflanzlichen Sexualität interessiert. Mit seinen Schülern, die er gerne „seine Apostel“ nannte, ging er auf ausgedehnte Forschungsexpeditionen durch Schwedens Natur. Er ermutigte seine „Apostel“ dazu, die Natur unerforschter Regionen selbst zu erkunden. Sie sammelten und katalogisierten Mineralien, Tier- und Pflanzenarten und beschrieben sie in den Werken *Flora Suecica* (1745) und *Fauna Suecica* (1746). *Linné* teilte die gefundenen Arten (*species*) nach Merkmalen wie Form, Anzahl, Größenverhältnis und Lage in Klassen und Ordnungen ein, um leicht erlernbares System für die Einordnung der Arten zu entwerfen. So unterschied er bei Pflanzen Merkmale der Staubblätter und Stempel, um Klasse und Ordnung zu bestimmen, ohne die natürlichen Verwandtschaftsverhältnisse der Arten untereinander zu berücksichtigen und setzte Gattungen und Arten in seinen bedeutsamsten Werke *Species Plantarum* (erste Auflage 1753) und *Systema Naturae* (zehnte Auflage 1759) als natürliche Größen ein. Auch die erste Erwähnung des Begriffes „Zelle“ (durch *R. Hooke*, 1665) und die *John Rays* vorherige Definition der „Pflanzenart“ 1686 hatten zur Begründung der Biologie als einer exakt beschreibenden Naturwissenschaft des Lebendigen beigetragen. Neben *von Linné* wurde auch *Laz-*

zaro *Spallanzani* (1729-1799) einer der größten Biologen des 18. Jahrhunderts. Er zeigte zum Beispiel, dass Magensaft Fleisch angreift und dass männliche Samen für eine Befruchtung unverzichtbar sind. Sein Experiment war durchdacht: Männliche Frösche bekamen kleine, dichte Unterhosen angezogen, und als ihr Sperma nicht auf die von weiblichen Fröschen gelegten, unbefruchteten Eier gelangen konnte, blieben diese unfruchtbar.

So wie Mineralienkunde und Metallurgie zunehmend als Teilgebiete der Naturwissenschaft „Chemie“ aufgefasst wurden, so wurden auch Optik, Himmelsmechanik (Astronomie) und Wärmelehre (Kalorik) nun als Gebiete der Physik aufgefasst.

Der Astronom *Edmond Halley* bestimmte 1705 erstmals die Bahnen von 24 Kometen und erkannte 1718 die Eigenbewegung der Fixsterne; *Pierre Simon de Laplace* bewies 1773 die Stabilität der Bahnen der großen Planeten – *Herschel* entdeckte 1781 sogar einen Neuen.

In der Wärmelehre entwickelten *Amontons* 1703 eine erste Vorstellung eines absoluten Nullpunkts der Temperatur, *Fahrenheit* 1714 eine erste Temperaturskala mit zwei Eichpunkten und 212 Graden und *Celsius* 1742 die hundertteilige Temperaturskala. 1760 unterschied *J. Black* genauer zwischen Temperatur und Wärme und führte die Begriffe „spezifische Wärme“ und „latente Wärme“ ein.

Auch die Elektrizität wurde näher untersucht. *Du Fay* entdeckte 1733, dass es zwei Ladungsarten gibt – vier Jahre nachdem *Stephen Gray* die Kontaktelektrizität bemerkte und erste Versuche zur Elektrizitätsleitung anstellte (die *Benjamin Franklin* dann 1752 in Form des Blitzableiters verwirklichte). Eine Generation später wurde das elektrostatische Grundgesetz entdeckt (1785 von *Charles de Coulomb*, 1736-1806), doch Batterien als Stromquellen gab es noch nicht.

Werkstoffe und Licht waren ebenfalls Untersuchungsobjekte, und auch Gase wurden erforscht: *Réaumur* begründete 1722 die Metallurgie, *Bouguer* 1729 die Photometrie und *Daniel Bernoulli* formulierte 1738 seine kinetische Gastheorie (Gasdruck als Resultat ständig bewegter und aufprallender Gasteilchen). Technisch jedoch wesentlich bedeutsamer wurde eine Entdeckung, die *Papin* kurz vor Beginn des 17. Jahrhunderts gemacht hatte. Sie hatte mit Wasser zu tun, mit Dampf und Gaszustand.

6.1.3 Technische Neuerungen zu Beginn des 18. Jahrhunderts

Die Fortschritte auf den Gebieten der Biologie, Physik und Chemie vollzogen sich in Begleitung des allgemeinen, technischen Fortschritts. Im 18. Jahrhundert gab es erste Impfversuche (Pockenepidemie in Boston 1721) und erste Temperaturmessungen mit geeichten Thermometern (Quecksilber-Thermometer von *Amontons* und *Fahrenheit*).

An die Anfänge der technischen Entwicklung im 18. Jahrhundert gehören Erfindungen wie die einer ersten verwendbaren Dampfmaschine 1712 und eines ersten Kondensators 1745/46 (Die „Leydener Flasche“, ein Zylinderkondensator, wurde von *Ewald Jürgen Georg von Kleist* und *Pieter van Musschenbroek* entdeckt, als sie bei Laborversuchen mit entsprechenden Anordnungen von Gläsern und Metallteilen elektrische Stromschläge erhielten). Seit 1733 gab es einen wesentlich verbesserten Webstuhl „Fliegender Schütze“ von *John Kay* (und ab 1785 den „power loom“ als ersten mechanischen Webstuhl, von *Edmond Cartwright*). Das erste Schreibmaschinen-Patent stammt 1714 von *Henry Mill* (praxistaugliche Modelle erstmals 1808 als erste mechanische Schreibmaschinen von *Turri* und 1821 von *Karl Drais*, elektrisch erst ab 1913 von *Smathers* und mit Kugelkopf dann ab 1962), und die erste in größerer Stückzahl produzierte Rechenmaschine von *Philipp Matthäus Hahn* (um 1770). Auch Chemiker trugen ein wenig zu diesen Entwicklungen bei – vom ersten Radier-

gummi (*Joseph Priestley*, aus Naturkautschuk) über die erste Batterie (*Volta*) bis hin zur Entwicklung der Schwarz-Weiß-Fotografie. Ähnlich wie in der Chemie setzte dann mit Beginn des 19. Jahrhunderts eine stürmische Entwicklung ein: Der erste Blitzableiter (1752, *Benjamin Franklin*) und der erste selbstfahrende „Dampfwagen“ (1768, *Nicholas Cugnot*) wurden in Betrieb genommen. Gegen Ende des Jahrhunderts stieg 1783 der erste Heißluftballon (Gebrüder *Montgolfier*), 1793 fand ein erster Fallschirmsprung statt und schon im Jahr 1792 gab es eine erste optische Telegrafie-Übertragung (*Claude Chappe*). Die bedeutendste Erfindung jedoch dürfte wohl diejenige von *Papin*, *Savery*, *Newcomen* und *Watt* gewesen sein.

6.2 Die industrielle Revolution (Ca. 1750 - 1850)

6.2.1 Die Dampfmaschine – Bahnbrechende Technik zu Beginn des 18. Jahrhunderts

Das Volumen eines Wassertropfens lässt sich um das 1770fache vergrößern, wenn man ihn verdampft. Dieser Wasserdampf setzt dabei eine Kraft frei, die sich nutzen lassen (Dampfkochtopf, 1679). *Denis Papin* hatte 1687 eine Pumpe unter Ausnutzung der Kolbenbewegung ersonnen, doch der Engländer *Thomas Savery* ließ sich die Dampfmaschine 1698 patentieren. *Savery* und der englische Mechaniker *Thomas Newcomen* entwarfen hieraus 1705 gemeinsam eine erste Dampfmaschine.

Newcomen entwickelte sie weiter. Er versah sie 1712 mit einem Dampfkessel, Kolben und Zylindern. Damit wurde sie im Bergbau einsetzbar zum Wasserpumpen. Der schottische Ingenieur *James Watt* (1736-1819) verbesserte sie 1765, indem er mit einem Wärmedämmungssystem die Wärme im Zylinder hielt, so dass 75% des Brennstoffs gespart werden konnte. *Watt* tat sich 1775 daher mit *Matthew Boulton*, einem Industriellen zusammen, der die mit damals 600 Arbeitern größte Manufaktur seiner Zeit besaß (bei Soho nahe Birmingham), und die ersten Modelle der *Watt'schen* Maschine gingen in Betrieb. 1785 entwarf *Watt* die doppeltwirkende Dampfmaschine, was die Leistung verdoppelte und den Lauf gleichmäßig machte. Das Ergänzen eines schweren, gusseisernen Schwungrades an der Welle und das Ausgleichen der unregelmäßigen Dampfproduktion durch einen Fliehkraftregler machte die Dampfmaschine schließlich so vielseitig einsetzbar, dass ihr industrieller Großeinsatz beginnen konnte. *Abraham Darby* (1711-1763) hatte 1735 zudem den ersten Kokshochofen für einen industriellen Einsatz entworfen, so dass genug Eisen für den Maschinenbau produziert werden konnte – zum Beispiel für Transportzwecke (1770 startete der erste Dampfwagen und 1776 das erste Dampfschiff).

6.2.2 Maschinen statt Handarbeit – die Industrie revolutioniert den Alltag

Etwa ab 1750 bis 1850 standen plötzlich massenweise Maschinen zur Verfügung, die Arbeit verrichten konnten – menschliche Arbeitskräfte wurden in immer mehr Bereichen überflüssig. Maschinen erzeugten Energie und dienten zur Fortbewegung – Weben, Walzen und Spinnen geschah über Maschinen- statt durch mühsame Handarbeit.

In der zweiten Hälfte des 18. Jahrhunderts kam die Textilindustrie zunächst in Großbritannien auf. 1733 *J. Kay* entwickelte seinen Handwebstuhl mit Schnellschützen, und ab 1759 gab es auch bei Paris eine erste Stoffdruckmanufaktur. *James Hargreaves* und *Edmund Cartwright* bauten in England die ersten automatisch-mechanischen Webstühle (die „*spinning Jenny*“, 1785). Zum Aufkommen der Textilindustrie führten dann die 1768 von *R. Arkwright* entworfene, erste automatische Spinnmaschine, eine Dampf- und Spinnmaschine. *Samuel Crompton* 1779 erfand die Mule-Maschine (die Universalspinnmaschine kam 1830

von *Richard Roberts*). Den ersten Musterwebstuhl entwickelte dann 1790 *Joseph Marie Jacquard* in Frankreich, und 1805 konstruierte er ein programmierbares Modell, bei dem die Kettfäden entsprechend einem Muster durch gelochte Karten gestellt werden.

Der Werkzeugmaschinenbau begann mit der ersten automatischen Schraubendrehbank von *Henry Maudslay*, die erste Leitspindeldrehmaschine kam 1817 hinzu (*R. Roberts*), die erste Zugspindeldrehmaschine 1860 in Karlsruhe. Der industrielle Bau von Bohrmashinen setzte mit *J. Wilkinsons* erstem Zylinderbohrer ein, der die Bohrstange stützt. Bei den Wasserkraftmaschinen erbrachte *J. Smeaton* 1750 den Nachweis höherer Effektivität von überschlägigen Wasserrädern (Konstruktion in Manchester Firma).

Die Entwicklung von Turbinen (Wasser dreht Propeller) begann mit *Fourneyron* 1827, *Henschel* 1837 und *Jonval* 1841 und die ersten Dampfkraftmaschinen (von *Papin*, *Newcomen* und *Watt* als Niederdruck-Maschinen entworfen), die als Hochdruckmaschinen arbeiteten, stammten von *Oliver Evans* und *Richard Trevithick*. Sie ermöglichten den Antrieb von Verkehrsmitteln. Am Ende dieser Entwicklung erschien die erste Kraftmaschine mit Steuerscheibe, Dampfturbine und Explosionsantrieb – der erste Verbrennungsmotor (von *Joseph Étienne Lenoir*, mit 1,5 kW Leistung bei 100 Umdrehungen pro Minute). Weitere Motoren folgten: *Nikolaus August Otto* 1867 konstruierte den Zweitakt-Motor (der laute, unruhig laufende „Ottomotor“), dann zusammen mit *Gottfried Daimler* den Viertakt-Motor. 1883 entwarf *Wilhelm Maybach* den ersten schnelllaufenden Benzinmotor – endlich gab es ein für den Fahrzeugantrieb geeignetes Modell. 1897 fügte *Rudolf Diesel* den ersten Motor hinzu, der mit selbständiger Entzündung durch Kompression arbeitete (statt mit Funken-Zündung). Und das von *Werner von Siemens* (1816-1892) entdeckte das dynamoelektrische Prinzip der Selbsterregung führte 1879 zur Konstruktion des ersten Wechselstrommotors (statt durch Verbrennung).

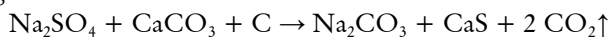
Die industrielle Revolution veränderte auch das Verkehrswesen von Grund auf. Bessere Straßen, Schienenwege und Wasserkanäle durchzogen das Land. Zum Ziehen einer vier-Tonnen-Last auf befestigter Straße benötigte man vier bis sechs Pferde. Auf einer Schiene kann ein einzelnes Pferd jedoch bis zu acht Tonnen Last ziehen, und auf Kanal-Last-Bahnen bis zu 30 Tonnen. Der Schienenverkehr begann 1803 mit der Eröffnung der ersten Pferde-Eisenbahn (Loren auf Schienen gab es zuvor schon in Bergwerken). 1829 gab es die erste Dampflokomotive, die „Rocket“ von *George Stephenson*. Sie kam bei 7,33 kW Leistung auf ein Gewicht von 4,3 Tonnen und auf Geschwindigkeiten von bis zu 50 km/h. *Friedrich List* (1789-1846) wurde in Deutschland „Vater der deutschen Eisenbahn“. Der Kanalbau verbesserte die Transportleistungen gewaltig. 1830 gab es in Großbritannien bereits 4000 Meilen Kanalnetz und 20000 Schleusen. In der Schifffahrt wurden zunächst Schaufelräder mit Dampfmaschinen und Dieselmotoren als Antrieb genutzt, später auch Schiffschrauben (erfunden 1812 von *Josef Ludvík František Ressel*). Eisen wurde transportabel. Nun konnte es das Holz als Baustoff verdrängen. Brunel ließ hierzu ein Rekordschiff bauen. Die „*Great Eastern*“ war 210 m lang, 25 m breit, hatte 32000 Tonnen Wasserverdrängung und 7700 kW Motorleistung. Seine Werft jedoch machte trotzdem pleite: Das Schiff passte damals noch in keinen Hafen.

6.2.3 Chemie als Motor der Industrialisierung

Den nun höheren Rohstoff-Bedarf deckte die Chemieindustrie. Der 1863 konstruierte *Siemens-Martin*-Ofen ermöglichte eine preiswertere Stahlerzeugung, und 1856 kam die *Bessemer*-Birne hinzu.

Die beginnende Chemietechnik gehörte von Anfang an zu den Triebkräften der industriellen Entwicklung. Mit *Roebuck* begann 1750 die Schwefelsäureherstellung in Bleikammern. Im Mittelalter mischte man Schwefel mit Salpeter, um zur Schwefelsäureherstellung größere Mengen Schwefeltrioxid zu erhalten. Dieser weiße Rauch reagierte dann in Glaskolben mit Wasser zur gewünschten Säure, doch *John Roebuck* ersetzte die Glaskolben 1746 in Birmingham durch Kammern, die mit Blei ausgekleidet waren. Schwefeldioxid SO_2 reagierte hierin mit Salpetersäure HNO_3 zu Schwefelsäure H_2SO_4 und Stickstoffdioxid NO_2 . Die Schwefelsäure bildete mit Blei Pb dichte Schutzschichten aus weißem Bleisulfat PbSO_4 , so dass das Metall nicht weiter von den Säuren angegriffen wurde. Dadurch ließen sich große Mengen herstellen, und das Verfahren eignete sich zur großtechnischen Produktion.

Ein weiterer, bedeutsamer Chemietechniker war *Nicolas Leblanc* (1742-1806). Der Arzt, Chemiker und Fabrikant entwarf ein eine Schlüsseltechnologie der Chemie. Sein bahnbrechendes Verfahren zur Gewinnung von Soda begann damit, dass Steinsalz (Natriumchlorid, NaCl) mit Schwefelsäure H_2SO_4 zu einem „Salzkuchen“ aus Glaubersalz Na_2SO_4 und Chlorwasserstoffgas HCl umgesetzt wurde. *Leblanc* ließ diesen Salzkuchen mit Kalk CaCO_3 und Kohle C mischen. Beim Brennen wurde das Gemisch mit dem Natriumsulfat Na_2SO_4 zu einer „schwarzen Asche“ aus Soda Na_2CO_3 und Kalziumsulfid CaS umgesetzt:



Die wasserlösliche Soda wird aus dem „Aschekuchen“ ausgewaschen und das Waschwasser anschließend verdampft. Das Nebenprodukt Chlorwasserstoff HCl ist jedoch ein ätzendes, umweltschädigendes Gas, und das auf Halden gekippte Abfallprodukt Kalziumsulfid CaS verwittert an Luft unter Freisetzung von giftigem Schwefelwasserstoffgas H_2S zu Kalk:



Als 1860 das *Leblanc*-Verfahren in der Sodaproduktion durch das Ammoniak-Soda- oder *Solvay*-Verfahren ersetzt wurde, ging man dazu über, das Chlorwasserstoffgas zum Hauptprodukt des *Leblanc*-Verfahrens zu machen (zur Gewinnung von Chlorgas und Chlorkalk, bevor die Chloralkalielektrolyse aufkam). Der heutzutage weltweit größte Soda-Produzent ist der Chemiekonzern *Solvay* (jährlich rund 7 Mio. t).

Die genaue Berechnung großtechnischer Stoffumsätze wurde ab 1792 möglich. *Jeremias Benjamin Richter* (1762-1807) hatte sein Werk „Anfangsgründe der Stöchiometrie oder Meßkunst chymischer Elemente“ veröffentlicht. Hierin fand sich das Grundgesetz der Stöchiometrie, das „Gesetz der äquivalenten Proportionen“. Das Gesetz der gleichwertigen Stoffmengenverhältnisse besagt, dass sich Elemente zu chemischen Verbindungen stets im Verhältnis bestimmter Verbindungsmassen vereinigen, der „Äquivalentmassen (oder ganzzahliger Vielfacher dieser Massen).

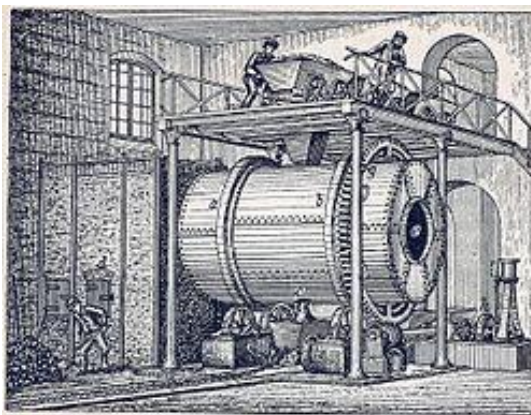


Abb. 48: Zylinderofen zur großtechnischen Durchführung des *Leblanc*-Verfahrens

Es verhalf *Dalton* später zur Formulierung seiner Atomtheorie. Es verhalf den Chemietechnikern aber auch zur Berechnung zu erwartender Produktmengen aus der Masse der eingesetzten Ausgangsstoffe. *Richter* selbst hatte von seiner Arbeit keine ökonomischen Vorteile. Er wurde im Oberbergamt bei Breslau tätig und kam 1798 in das Farbenlaboratorium der Porzellanmanufaktur. Seine wissenschaftliche Arbeit wurden ihm dort nicht bezahlt wurden, und er hatte sie in den Morgen- und Abendstunden auszuführen.

6.2.4 Geografische und physikalische Entdeckungen im ausgehenden 18. Jahrhundert

Insgesamt setzte in diesen Jahrzehnten auch eine Reihe naturwissenschaftlichen Entdeckungen ein: *James Cook* überquerte 1772-1775 erstmals den südlichen Polarkreis. Er entdeckte Hawaii, Ostaustralien und Neuseeland als Doppelsinsel und ließ eine erste direkte Entfernungsbestimmung Erde-Venus-Sonne durchführen (anlässlich der Venuspassage, von Tahiti aus). *J. Bruce* gelang 1772 Entdeckung der Quellen des Blauen Nils. Doch der Mensch griff auch in luftige Höhen: *Joseph Michel Montgolfier* hatte dazu schon 1777 einen ersten Selbstversuch gewagt, mit einem Fallschirm vom Dach des Elternhauses. Auf Bitten seiner Familie musste er auf weitere Unternehmungen dieser Art verzichten. Dann ließ ihn eine Schrift von *Joseph Priestley* aufhorchen. Er wollte eine luftdichte Hülle zum Aufsteigen bringen, die mit dieser neuartigen, „leichten Luft“ gefüllt war, doch mit Wasserstoffgas gelang es ihm nicht. Im Dezember 1782 versuchten es die Brüder *Montgolfier* deshalb mit einem Ballon, der mit Hilfe von Heu und Wolle erhitzter Luft aufstieg. Sie dachten, das Auftriebsmittel sei der Rauch, und nutzten deshalb stark qualmende Brennmaterialien. Am 4. Juni 1783 kam dann der große Tag. Ein mit Papier abgedichteter Leinwand-Ballon erhob sich vor Publikum, flog zehn Minuten lang und erreichte eine geschätzte Höhe von über 2000 m – der ersten Heißluftballon der Gebrüder *Montgolfier*. Er war zur Sicherheit unbemannt, und am 9.9. gelang ein erster Flug mit Lebewesen, einem Huhn, einem Schaf und einer Ente, über 2 Kilometer weit, die in 8 Minuten bewältigt wurden. Am 15.10.1783 wagte es dann *Jean François Pilâtre de Rozier*. Sein erster bemannter Flug war der Beginn der Luftfahrt, und am 21.11.1783 schaffte er im Ballon in 25 min bereits eine Distanz über 12 Kilometer.

Weitere bedeutende Erfindungen in diesen Jahrzehnten waren auch die Drehmaschine und die Zuckergewinnung aus Zuckerrüben (1786 durch *F. C. Achard*), die Gaslampe mit Luftzufuhr (1782, *Aimé Argand*) und die Baumwollentkörnungsmaschine (1793, *Eli Whitney*). 1796 entdeckte *Edward Jenner* die Immunisierung gegen Pocken durch die (Kuh-) Pockenimpfung und bereitete den Weg zur Einführung der Impftechnik (In China war die Vakzination seit ca. 1550 bekannt). 1798 bemerkte *Thompson* beim Kanonenrohr-Bohren die Umwandlung von Reibungsenergie in Wärme – das wurde bedeutsam für die spätere Entdeckung der Umformbarkeit und Gleichwertigkeit von mechanischer, thermischer, elektrischer und kinetischer Energie. *Davy* zeigte, dass zwei bei -2°C geriebene Eisstücke

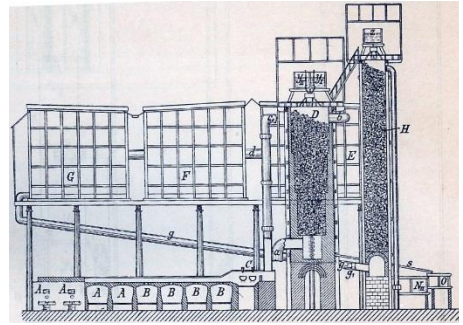


Abb. 47: Eine Schwefelsäurefabrik nach dem Bleikammerverfahren (zweite Hälfte des 19. Jahrhunderts). Die Ansicht von vorn zeigt unten die Röstöfen für Pyrit, die über einen Salpeterofen mit Schalen für Schwefelsäure und Salpeter zur Freisetzung nitroser Gase in den Gloverturn führen (zweiter Turm von rechts). Links oben befinden sich die Bleikammern, ganz rechts oben der *Gay-Lussac-Turm*

nur durch Reibung zum Schmelzen gebracht werden können, und *Henry Cavendish*, der 1785 die Edelgase in der Luft entdeckte, baute 1799 den ersten empfindlicher Kraftmesser: Er konnte die Massenanziehung zweier 100kg-Kugeln in 1m Abstand messen (sie betrug $6,7 \cdot 10^{-7}$ Newton). 1795 erfand *J. Bramah* die hydraulische Presse. Im gleichen Jahr wurde die Meterkonvention getroffen: Das Längenmaß von einem Meter wurde als 1/10millionstel des Erdmeridianquadranten definiert.

6.2.5 *Gauß – Mathematik zu Beginn des 19. Jahrhunderts*

In der Mathematik befasste man sich zu Beginn des 19. Jahrhunderts mit dem Problem der Kräfteberechnung, zum Beispiel zwischen Himmelskörpern oder elektrischen Ladungen, die einander anziehen (die „Potentialtheorie“). *Laplace* führte die Potentialfunktion V ein. *George Green* (1793-1841), der zunächst Bäcker war, sowie *Carl Friedrich Gauß* (1777-1855) entwickelten sie weiter. Ausgedehnte Massen, so stellten sie fest, kann man rechnerisch auch durch gleichgroße, auf den Schwerpunkt konzentrierte Massen ersetzen. *Gauß* war im 19. Jahrhundert schon zu Lebzeiten als *Princeps Mathematicorum* („Fürst der Mathematiker“) titulierte worden. Der König von Hannover hatte dem Mathematiker, Astronom, Physiker und Geodät schon 1856 Gedenkmedaillen mit diesem Titel prägen lassen – sein Beitrag zur Mathematik war einfach monumental.

Eine Anekdote beschreibt, wie er bereits als Neunjähriger auffiel (nach: *Sartorius von Waltershausen: Gauss zum Gedächtniss*. 1856, S. 12): Sein Lehrer *Büttner* beauftragte die Schüler zur Beschäftigung damit, die Zahlen von 1 bis 100 zu addieren. *Gauß* löste sie in Rekordzeit: Er bildete einfach 50 Zahlenpaare mit der Summe 101: $1 + 100$, $2 + 99$, ..., $50 + 51$ – und erhielt so das Ergebnis 5050. Er legte es mit den Worten „*Ligget se*“ dem Lehrer auf den Tisch (Braunschweiger Plattdeutsch für: „Hier liegt sie“). *Büttner* besorgte ihm ein besonderes Rechenbuch aus Hamburg und förderte ihn, so dass er 1788 auf das Gymnasium gehen konnte. Mit vierzehn wurde der Wunderknabe seinem Herzog vorgestellt (*Karl Wilhelm Ferdinand von Braunschweig*), ab 1792 ließ dieser ihn dann mit fünfzehn Jahren am *Collegium Carolinum* studieren. Als er dann achtzehn war, fand er heraus, dass die Verteilung der Primzahlen mit Hilfe von Logarithmen abgeschätzt werden kann (was man erst 1896 beweisen konnte), und dass sich eine Wolke von Datenpunkten in Diagrammen mit mathematischen Formeln in Form einer Kurve beschreiben lässt. Man müsse, so *Gauß*, dazu doch nur die Summe der quadratischen Abweichungen der Kurve von den beobachteten Messpunkten minimieren (Methode der kleinsten Quadrate).

Die Methode der kleinsten Quadrate verhalf den Astronomen 1801 dazu, den Planetoiden Ceres wiederzufinden. *Giuseppe Piazzi* hatte dessen Position am Himmel der Astronom kurz nach seiner Entdeckung am 1. Januar 1801 wieder verloren. Der 24-jährige *Gauß* berechnete die Planetenbahn mit Hilfe einer neuen indirekten Methode der Bahnbestimmung sowie seiner Ausgleichsrechnung über die Methode der kleinsten Quadrate neu, und prompt konnte *Franz Xaver von Zach* den Planetoiden am 7. Dezember und am 31. Dezember 1801 wiederfinden (Im Grundsatz, so *Gauß*, führte das Problem „auf eine Gleichung achten Grades, deren triviale Lösung die Erdbahn selbst ist“. Der von *Gauß* berechnete Ort von Ceres am Firmament lag nicht weniger als 13,5 Vollmondbreiten östlich der Stelle, wo ihn die anderen Astronomen fälschlicherweise vermutet hatten).

Ein damaliger Astronom hatte es trotzdem einfach: Entweder ist der neu entdeckte Stern da oder nicht. Ein heutiger Kernphysiker sucht instabile Elementarteilchen, die in Teilchenbeschleunigern aus Atomkern-Bruchstücken entstehen. Er hat nur Reste, Spuren des Teilchen-Zerfalls, die in Detektoren erfasst werden – oder auch nicht. Er kann nur

Wahrscheinlichkeiten angeben: Sind die Zerfallsprodukte von neuen, unbekanntem Teilchen – oder von einem längst bekannten, welches nur zufällig so aussieht wie das, was man bei der erhofften, neuen Entdeckung voraussagen würde?

Ein statistisch ähnliches Problem war die Vorhersage der Position von Ceres am Himmel. *Gauß* überlegte, wie man typische Abweichungen von der vorausgesagten Position X beschreiben könnte. Seine mathematische Antwort: Die Standardabweichung $\sigma_x = \sqrt{\text{Var}(X)}$ einer Zufallsvariablen X berechnet sich aus der Quadratwurzel der so genannten Varianz von X , die von der zufälligen Abweichung eines Messwerts der Variable von ihrem eigentlich erwarteten Wert abhängt.

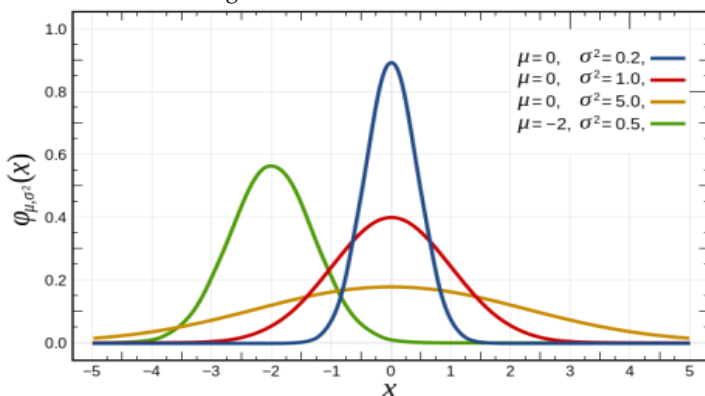


Abb. 49: Vier exemplarische Graphen der Dichtefunktion $\frac{1}{\sqrt{2\pi\sigma^2}} \exp\left(-\frac{(x-\mu)^2}{2\sigma^2}\right)$ der Normalverteilung Die Standardnormalverteilung

wird über die Funktion $\varphi(x) = \frac{1}{\sqrt{2\pi}} e^{-\frac{1}{2}x^2}$ wiedergegeben – die so genannte „Glockenkurve“ (*Gauß*'sche Normalverteilung).

Weitere Untersuchungen dieser Methode führten ihn zur „Glockenkurve“ – der Funktion der „Dichte der Normalverteilung“, die in Wahrscheinlichkeitsrechnungen als Verteilungsfunktion von zufällig um einen Mittelwert streuenden Daten angewendet wird. *Gauß* wandte sie gleich in der Praxis an. Er verwaltete die Witwen- und Waisenkasse der Göttinger Universität. Seine Analyse zeigte, dass die Pensionen leicht erhöht werden konnten. Ein Grundstein der Versicherungsmathematik war gelegt.

Für Lebensversicherer wie auch für Naturwissenschaftler war das eine riesige Hilfe. Ob es um Lebenserwartungen, um Körpergrößen in Abhängigkeit vom Alter, um zufällig verteilte Geschwindigkeiten von Gasmolekülen oder um Schulnoten ging; das wahrscheinlichste Ergebnis für eine neue Messung konnte nun aus einer genügend großen Zahl vorheriger Messungen einfach statistisch berechnet, quasi vorausgesagt werden. Der Zufall wurde berechenbar, über Mittelwerte und Standardabweichungen. Selbst diese fasste er in eine Formel: $\sigma_x = \sqrt{\text{Var}(X)}$



Gauß

Abb. 50: Portrait und Unterschrift des jungen *Gauss*

Im Alter von 19 Jahren gelang es *Gauß* als Erstem zu beweisen, dass ein regelmäßiges Siebzeck konstruierbar ist – eine damals sensationelle Entdeckung. Später formulierte er den Fundamentalsatz der Algebra: „Gleichungen zweiten Grades besitzen zwei Lösungen, Gleichungen dritten Grades sogar drei – und so weiter.“ und entdeckte über Gleichungen höheren Grades schließlich komplexe Zahlen, wie zum Beispiel die Zahl $i = \sqrt{-1}$.

Gauß sammelte für sein Leben gern statistische Daten aller Art. So führte er zum Beispiel Listen über die in Tagen gerechnete Lebenserwartung berühmter Männer und schrieb seinem Freund *Alexander von Humboldt* eines Tages: „Es ist übermorgen der Tag, wo Sie, mein hochverehrter Freund, in ein Gebiet übergehen, in welches noch keiner der Koryphäen der exacten Wissenschaften eingedrungen ist, der Tag, wo Sie dasselbe Alter erreichen, in welchem Newton seine durch 30766 Tage gemessene irdische Laufbahn geschlossen hat. Und *Newtons* Kräfte waren in diesem Stadium gänzlich erschöpft: Sie stehen zur höchsten Freude der ganzen wissenschaftlichen Welt noch im Vollgenuss Ihrer bewundernswürdigen Kraft da. Mögen Sie in diesem Genuss noch viele Jahre bleiben.“ Aus Aktienspekulationen, wohl ebenfalls betrieben mit Hilfe mathematisch-statistischer Methoden, hinterließ er bei seinem Tod ein Vermögen von 170000 Talern (sein Professoren-Grundgehalt betrug 1000 Talern jährlich), überwiegend in Eisenbahn-Wertpapieren.

6.3 Industrie und Physik im späten 19. Jahrhundert (ab ca. 1850)

6.3.1 Kälte, Schall und Licht – Industrie geht ohne nicht (Physik und Technik im 19. Jahrhundert)

Kältetechnik

Die industrielle Revolution hatte technische Neuerungen gebracht, die Alltag, Arbeitswelt und Wissenschaft revolutionierten. Eine der neuen Industriesparten war die Kälte- und Tiefkühl-Industrie. Es begann 1805 mit einer Idee von *Frederic Tudor* in Boston. Die Idee war, Eisblöcke aus den großen Seen im Norden der USA für eisgekühlte Getränke in die heißen Regionen zu bringen. Er segelte mit einem Schiff voller Eis gen Süden, gelagert auf Sägespänen, doch das Lagern der Eisblöcke auf Sägespänen in Eiskellern, in Scheunen und Hohlräumen ging immer nur vier bis sechs Monate gut, dann schmolz das Eis. Immerhin: frische Nahrungsmittel wurden so über eisgekühlte Güterwaggons transportierbar, und *Tudor* wurde reich. Seine Idee setzte eine Kette von Innovationen in Gang – bis hin zu den heutigen Indoor-Skipisten und Pinguin-Reservaten in Dubai.

Der Landarzt *John Gray* entwickelte um 1850 einen ersten mechanischen Kühltisch für künstliches Eis. Dieser arbeitete mit Kompression und Entspannung von Luft und Gasen, doch sein Konkurrent *Frederic Tudor* wettete gegen die Kunsteismaschine. Seine Natureislobby behauptete, Kunsteis mache krank. Dennoch: Es war wie Natureis, und 1870 wurde die erste größere Zahl an Kühltischen und Kunsteismaschinen produziert (und von den 1940'er Jahren an auch in Millionenzahlen).

Flüssigkeiten entziehen der Umgebung Wärmeenergie, wenn sie verdampfen. Der deutsche Ingenieur *Carl von Linde* (1842-1934) verflüssigte erstmals Ammoniak, um es als Kältemittel zu nutzen: Die Verdampfung des Kältemittels kühlte einen wärmeisolierten Raum immer weiter ab – er hatte die erste Kältemaschine konstruiert. Sein Konzept lief so gut an, dass er 1879 die Firma *Linde* gründete. Ihre Luftzerlegungsanlagen (LZA) verflüssigten ab 1895 sogar Luft, um sie industriell durch Tieftemperatur-Destillation in ihre Be-

standteile aufzutrennen. Bei einer Luftverflüssigung isolierte *William Ramsay* 1894 das erste Edelgas („Argon“). *Dewar* entwarf 1895 erste Gefäße, die tiefkalt verflüssigte Gase aufbewahren konnten. Bei einer Erdgas-Verflüssigung gelang es *Ramsay* noch im gleichen Jahr, auf der ein Gas zu gewinnen, dessen Existenz man bisher nur von der Sonne her kannte. Mit Hilfe der Spektralanalyse von Sonnenlicht hatte man es dort entdeckt. Es wurde nach der Sonne (griech. ,ελιοζ*helios*) benannt – später diente es zum Beispiel als Füllgas für Ballons. Auch *Dewar* nutzte das von ihm entworfene Gefäß: Er verflüssigte erstmals Wasserstoffgas. Die Kältemaschinen wurden immer wirkungsvoller. Schließlich gelang es sogar, Helium zu verflüssigen – der „Absolute Nullpunkt“ der Temperatur bei -273 °C schien zum Greifen nah.

Tontechnik

Nach der industriellen Revolution gab es in Alltag und Forschung auch Neuerungen in der Weitergabe von Informationen durch Ton, Schrift und Bild. In der Steinzeit nutzte man vor 30.000 Jahren noch die Akustik in Höhlen (Der Forschungsbereich Archäologische Akustik zeigt, dass Wandmalereien oft an Orten mit besonderem Echo zu finden waren, wo z. B. die Imitation von Tierlauten geübt wurde). In der Antike waren es Amphitheater und erste Schriftrollen auf Leder oder Papyrus, im Mittelalter auch die Kanzeln in den Kathedralen, dann der Buchdruck. Als Mitte des 19. Jahrhunderts die Fotografie aufkam, wollte *Edouard Leon Scott de Martin-Ville* „Kameras für das Ohr“ konstruieren, um Gesprochenes aufzuzeichnen. Ein Gerät sollte das Ohr nachahmen und Vibrationen aufzeichnen, die entstehen, wenn der Schall das Trommelfell trifft. Dieser „Phon-Autograph“ hatte noch keine Wiedergabe-Funktion, er lieferte nur visuelle Klangdarstellungen in Wellen – der Erfinder blieb Drucker und Buchhändler. Aber er inspirierte *Thomas Alva Edison* (1847-1931), der 1871 den ersten „Phonographen“ konstruierte (als Vorläufer des Grammophons) und 1877 dann das Patent bekam (das Gerät bot nun auch abspielbare Aufnahmen) und *A. Graham Bell* (1847-1922), der 1876 ein erstes brauchbares Telephon entwickelte (Hundert Jahre später, 1977 beim Start der Raumsonde *Voyager 1*, ging die menschliche Stimme sogar auf Reise zu den Sternen – die Sonde hatte ein Grammophon an Bord).

Neben der Tontechnik schritt die Entwicklung auch in der Bildtechnik voran. *C. F. Jenkins* (1867-1934) gelang 1894 Erfindung des Filmprojektors und den Brüdern *A. und L. Lumière* die Konstruktion des ersten „Kinematographen“. Ein Jahr später schaffte *Guglielmo Marconi* (1874-1937) eine erste drahtlose Nachrichtenübermittlung (1895, über 1,6 km).

Beleuchtungstechnik

Die große, beleuchtungstechnische Entdeckung im 18. Jahrhundert war der Walrat aus Pottwalen, den man ab 1715 einsetzte. Diese Lichtquellen brannten anders als die damaligen Kerzen qualm- und rußfrei – Öl, Docht und Tranfunzel genühten. Der Walrat für nur einen Tageslohn reichte für ganze sieben Stunden Beleuchtung (Er trieb sogar bis 1912 viele Dampfmaschinen an und wurde bis 1912 noch in Autos PKWs eingesetzt).

Humphrey Davy gelang 1813 die Erfindung der Lichtbogenlampe, eine Generation später kam die erste Kohlefaden-Glühlampe (1879, *Thomas Alva Edison*), im gleichen Jahr wie *von Siemens* die erste Elektrolok (E-Lok) konstruierte. Schon drei Jahre später wurde das erste Elektrizitätswerk der Welt in Betrieb genommen (*Edison*, zur Straßenbeleuchtung in New York). Fünf Jahre danach, 1884, erfand *P. Nipkow* die Lochscheibe zur Bilderabtastung.

tung. Sie wurde Grundlage des späteren Fernsehers. Ebenfalls 1884 erfand *Eastman* den Rollfilm für die Fotografie. Ein Jahr später konstruierten *Carl Benz* die erste „Benzinkutsche“ – mit Petroleum – und *Auer v. Welsbach* das erste Gasglühlicht.

Eine neuartige, chemische Beleuchtungsquelle nutzte der dänisch-amerikanische Journalist *Jacob Riis* (1849-1914), ein Pionier der sozialdokumentarischen Fotografie. Als Migrant hatte er Armut erfahren, war Polizeireporter geworden und wollte in New York auf das Schicksal der Obdachlosen und Armen aufmerksam machen. Sie waren für ihn gesellschaftliche Opfer, nicht als „Gestalter ihrer Existenz“. *Riis* war bald einer der ersten Vertreter eines verdeckten investigativen Journalismus. Einmal arbeitete er unter anderem Namen in einer Fleischfabrik. Um 1890 gelang es ihm, im Armenviertel in Manhattan erste Nachtfotos machen. Zuvor war eine Belichtungszeit von vielen Stunden war nötig. Er jedoch nutzte eine ganz neue Technik: Das Blitzlichtpulver, ein Gemisch aus Magnesium und Kaliumpermanganat. Den Umgang mit Fotoapparat und Blitzlichtpulver hatte *Riis* sich selbst angeeignet. Aufgrund der Helligkeit des Magnesiumpulver-Blitzes weckte er die zumeist schlafend Porträtierten und riskierte zudem sein eigenes Augenlicht. Er soll sogar zwei Häuser in Brand gesetzt haben.

Aber seine Fotos vom Elend hatten großen Erfolg: Die hohe dokumentarische Authentizität seiner Aufnahmen, öffentlich vorgestellt mit der „*Laterna Magica*“, rüttelte die Öffentlichkeit wach. Die Barracken im Armenviertel wurden abgerissen und fließendes Wasser wurde installiert. Seine Buchveröffentlichungen *How the Other Half Lives* (Wie die andere Hälfte lebt, 1890) und *Children of the Poor* (1892) trugen zur Verbesserung der Wohnbedingungen in New Yorker Mietskasernen bei, führten zu schulischen Reformen und ließen ihn zu einem Freund des späteren US-Präsidenten *Theodore Roosevelt* werden, der ab 1895 New Yorks Polizeipräsident war.

Auf die Idee, entzündetes Magnesium als Lichtquelle bei einer Fotografie einzusetzen, war als Erster 1861 *Eduard Liesegang* gekommen, doch die Lichtquelle war schwer kontrollierbar. *John Traill Taylor* entdeckte 1865 die leichtere, manuelle Zündbarkeit von Magnesium-Kaliumpermanganat-Gemischen, die dann mit kurzem, aber sehr starkem Leuchten verbrannten, und *Seneca Ray Stoddard* erdachte 1882 eine an der Kamera befestigte Blitzlampe für Blitzlichtpulver zur Verwendung für aufgehellte Nachtaufnahmen. Der Betrieb blieb gefährlich, auch als 1887 ein Gemisch aus Magnesium, Kaliumchlorat und Antimon(III)-sulfid aufkam. Auch diese Mischung war hochexplosiv und es gab mehrere Unfälle mit Toten und Verletzten bei der Explosion ganzer Blitzlichtpulverfabriken (Die „Aktien-Gesellschaft für Anilin-Fabrikation in Berlin“ (Agfa) patentierte 1903 ein erstes weniger gefährliches und rauchärmer abbrennendes Gemisch aus Thorium-, Cer- und Zirconiumnitrat, aber Rauch, offenes Feuer und die verschmutzende Magnesiumoxidschicht blieben problematisch, so dass viele Stummfilme Unfälle mit Blitzlichtpulver zeigten. Die Erfindung der Blitzlichtbirne durch *Johannes Ostermeier* 1928 beseitigte viele dieser Probleme).



Abb. 51: *Jacob Riis*, Fotografie von drei im Freien schlafenden Kindern (aus dem Werk „Nomaden der Straße“, erstellt vor 1914)

Ende des 19. Jahrhunderts kam dann die elektrische Beleuchtung auf. Von *Edisons* erster Glühbirne gab es schon 1851 erste Vorläufer, doch sie brannten schnell durch. *Edison* kaufte das Patent 1878 und entwickelte seine erste Glühbirne. Sie brannte 1200 Stunden. 1880 begann die Massenproduktion. Nun wurde nächtliche Schichtarbeit möglich, und auch die Kriminalitätsrate sank. Die elektrische Beleuchtung wurde alltäglich, und im Mai 1935 gab es dank *R. J. Sweathammer* von *General Electric* ein erste Fußballspiel bei Flutlicht.

Der Chemiker *George Claude*, ein begeisterter Leser von *Jules Verne*, machte zum Jahrhundertwechsel eine Zufallsentdeckung, als er die Zusammensetzung von Luft untersuchte. Er hatte Edelgase isoliert und ließ elektrischen Strom hindurchfließen. Sie leuchteten beim Stromdurchfluss hell auf. Ihm kam 1902 die Idee, daraus die Neonröhre zu entwickeln. Mit dem Schilderfabrikanten *Tom Young* und einem Kredit von 300 Dollar entwickelte er in Las Vegas erste Leuchtschilder: „Man kann mit Neonröhren schreiben“.

6.3.2 Energie-Physik und -Technik im 19. Jahrhundert

Energie und Entropie

1798 bemerkte der Offizier, Politiker, Erfinder und Experimentalphysiker Sir *Benjamin Thompson* (Reichsgraf von Rumford, 1753 – 1814), dass das Ausbohren der Seele der gegossenen Bronzegeschütze mit stählernen Bohrern eine beträchtliche Wärmeentwicklung mit sich brachte. Das weckte Zweifel an *Lavoisiers* Theorie von 1787, es gebe ein Wärmeelement namens *Caloricum* (ein unsichtbares, gewichtsloses, in Körpern gebundenen flüssigkeitsartigen Stoff). Die über einen längeren Zeitraum abgegebene Wärmemenge hätte ausgereicht, um das Kanonenrohr in kurzer Zeit zum Schmelzen zu bringen. Eine so große Menge an Wärme konnte nicht im ursprünglichen Kanonenrohr gebunden sein. Wurde lange genug gebohrt, konnte beliebig viel Wärme erzeugt werden. Mechanische Reibung stellte also eine unerschöpfliche Wärmequelle dar. Wärme konnte also kein Stoff sein, sondern musste eine Form von Bewegung sein. Er stellte bei weiteren Untersuchungen fest, dass Eis ohne Gewichtszunahme schmilzt. Wärme, so *Thompson*, ist also kein wägbarer Stoff, der beim Schmelzen zugeführt wird. *James Prescott* unternahm schließlich erste Versuche zur Bestimmung von Wärmemengen.

Julius Robert Mayer (1814-1878), ein Deutscher, ließ sich 1840 als Schiffsarzt auf einem holländischen Dreimaster für eine Reise nach Batavia anheuern. Er beobachtete tropische Unwetter und fiel in ein tiefes Nachdenken über das physikalische Phänomen „Wärme“. Warum sind die sturmgepeitschte Wogen wärmer als die ruhige See, so fragte er sich, und dachte darüber nach „ob die direkt entwickelte Wärme (Verbrennungswärme) allein oder ob die Summe der auf direktem und indirektem Wege entwickelten Wärmemengen auf Rechnung des Verbrennungsprozesses geht“. 1841 ließ er sich in Heilbronn nieder, wurde zum Oberamtswundarzt gewählt, heiratete im Jahr darauf und verfasste eine Abhandlung mit dem Titel *Über die quantitative und qualitative Bestimmung der Kräfte*. Hierin beschrieb er einen „Erhaltungssatz der Kraft“ (gemeint war Energie), doch ihm unterliefen fachliche Fehler. Sie blieb unbeachtet, allerdings gab ihm ein Tübinger Physikprofessor den Hinweis, er solle, wie seine Idee experimentell überprüfen könnte: Wenn sich Bewegungsenergie in Wärmeenergie umwandeln lässt, müsste Wasser durch Schütteln zu erwärmen sein. *Mayer* gelang es nicht nur, genau das zu beweisen, er bestimmte sogar den Faktor zu dieser Umwandlung, das Mechanische Wärmeäquivalent. Er veröffentlichte das Ergebnis Mai 1842 in *von Liebig's* „Annalen der Chemie und Pharmacie“. Diese Beziehung bedeutete, dass Arbeit

und Wärme einander gleichwertig sind (Dieser Wert, diese Größe wird als Energie bezeichnet, von griech. *èven*, innen, und *èpyovergon*, Wirken, und in Joule *J* gemessen).

Arbeit und Wärme können zwar als verschiedene Energieformen in dem oben genannten, immer gleichen Verhältnis, ineinander übergeführt werden, aber der Gesamtbetrag an „Energie“ ist in einem abgeschlossenen System immer gleich. Er hatte damit ein Grundgesetz entdeckt das *Hermann von Helmholtz* 1847 in Form des „Energieerhaltungssatzes“ beschrieb:

Die Energie eines abgeschlossenen Systems ist konstant.
(1. Hauptsatz der Thermodynamik)

Energie kann also weder erschaffen noch vernichtet, sondern nur umgewandelt. *Mayer* hatte es so formuliert: „Meine Behauptung ist ...: Fallkraft, Bewegung, Wärme, Licht, Elektrizität und chemische Differenz der Ponderabilien sind ein und dasselbe Objekt in verschiedenen Erscheinungsformen.“

Mayer wusste zwar um die fundamentale Bedeutung seiner Entdeckung, aber er konnte sich nicht wissenschaftlich auszudrücken. Er neigte zum Spekulieren. *Von Helmholtz* verleumdete ihn deshalb zunächst. Dann starben 1848 auch noch zwei seiner Kinder kurz hintereinander. Seine Nerven lagen blank und er versuchte, sich umzubringen. Klinikaufenthalte in zwei Heilanstalten folgten, und er wagte sich erst 1860 wieder an die Öffentlichkeit. Man hatte inzwischen erkannt, was er geleistet und entdeckt hatte, doch sein Schaffensdrang war vernichtet. Er widmete sich dem Arztberuf, blieb ansonsten daheim und starb 1878 mit 63 Jahren.

Aber auch *van Helmholtz* hatte festgestellt, dass Wärme und Arbeit in einem festen Verhältnis zueinander stehen, denn Arbeit (mechanische Energie) kann nicht einfach aus nichts erzeugt werden. *Julius R. von Mayer* war daraufhin zu seinem Schluss gekommen, dass Arbeit und Wärme zwei verschiedene Erscheinungsformen der gleichen physikalischen Größe sein müssen. Sie konnten also ineinander umgerechnet werden. Er bemerkte: Zum Erwärmen von einem Kilogramm Wasser um 1 °C benötigte er so viel Arbeit, wie beim Absenken einer Last von 423,5 kg um 1 m frei wird (Aus diesen Beobachtungen formulierte er sein oben genanntes Gesetz von der Erhaltung der Energie, den „Ersten Hauptsatz der Wärmelehre“).

Somit tauchte die Frage auf, wieviel Wärme in Arbeit umgewandelt werden kann. Als erkannt worden war, dass Wärme keine unzerstörbare Substanz ist, sondern nur eine von vielen Formen von Energie, begann man sich zu wundern: Mechanische und elektrische Energie ließ sich komplett in Wärme umwandeln, aber warum konnte dann nicht auch Wärme vollständig in mechanische oder elektrische Energie umgewandelt werden? Die Dampfmaschine zeigte, dass das nicht ging – ihr Wirkungsgrad, das Verhältnis zwischen erfolgreich umgewandelter Energie („Nutzenergie“, E_{ab}) und eingesetzter oder zugeführter Energie E_{zu} , ließ sich einfach nicht auf 100% steigern.

Nicolas Léonard Sadi Carnot (1796-1832) untersuchte die Wirkung von Dampfmaschinen genauer. Zunächst war er Ingenieuroffizier im Geniekorps, einer technischen Militärtruppe, doch als überzeugter Republikaner hatte er es da natürlich schwer. Die Restauration der alten Monarchie begann. Die Truppe wurde am Ende der Befreiungskriege gegen

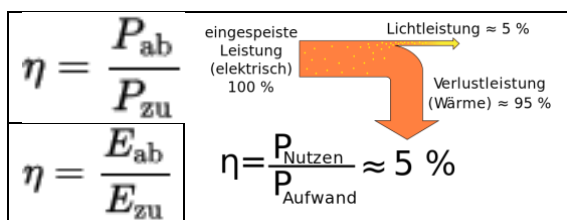


Abb. 52: Darstellung des Wirkungsgrads einer Glühlampe in einem *Sankey*-Diagramm

Napoléon unter den Oberbefehl des neuen Franzosenkönigs *Ludwig XVIII von Bourbon* gestellt und *Napoléon* selbst wurde auf die Insel Elba verbannt. *Carnot* bat 1819 um seine einstweilige Entlassung, um sich nun ganz der Wissenschaft hinzugeben. Er erkannte die Vorzüge der Dampfmaschine, doch da man sie nur empirisch verbesserte, untersuchte er ihre Wirkweise wissenschaftlich. *Carnot* fand heraus, dass die Kraft einer Dampfmaschine nicht am Verbrauch von „calorique“ liegt, sondern an ihrem Transport von einem warmen Körper auf einen kalten (Sein Ergebnis hielt er 1824 in der 43-seitigen Schrift *Réflexions sur la puissance motrice du feu et sur les machines propres à développer cette puissance*, Betrachtungen über die bewegende Kraft des Feuers und die zur Entwicklung dieser Kraft geeigneten Maschinen) fest. *Carnot* hatte damit festgestellt, dass beim Expandieren und Komprimieren von Gasen immer nur ein kleiner Teil der frei werdenden Wärme in Arbeit umgewandelt werden kann – je mehr, desto größer der Temperaturunterschied ist („*Carnot*’scher Prozess). Umwandlung von Wärme in Arbeit ist also nur bei Vorliegen eines Temperaturgefälles möglich.

Ab 1850 untersuchte auch *Rudolf Julius Emanuel Clausius* (1822-1888) die Fähigkeit von Wärme, sich in Arbeit umzuwandeln. Er bemerkte dabei, dass es unmöglich ist, dass Wärme eigenständig von einem kälteren auf einen wärmeren Körper übergeht. Bei einer Übertragung der Energieform Wärme musste auch eine andere mengenartige Größe fließen – die Größe, die auch die Disgregation beim Schmelzen von Eis bewirkt, also Grad der Vereinzelnung der Moleküle in einem Körper voneinander (*the magnitude of the degree in which the molecules of a body are separated from each other*).

Clausius suchte eine Bezeichnung für diese Größe, einen Begriff. Er hatte einen fundamentalen Begriff entdeckt. Sein Grundbegriff „Entropie“ ist ein aus griech. von *èven* ‚an‘, ‚in‘ und *τροπή* *tropé* ‚Wendung‘ gebildeter, künstlicher Begriff. Entropie (*ἐντροπία* *entropía*) ist eine fundamentale Zustandsgröße der Thermodynamik, die in der Einheit Joule pro Kelvin gemessen wird, also J/K. Die in einem System vorhandene Entropie kann sich bei Aufnahme oder Abgabe von Wärme ändern, aber in einem abgeschlossenen System, bei dem es keinen Wärme- oder Materieaustausch mit der Umgebung gibt, kann sie niemals kleiner werden:

Entropie kann nicht vernichtet werden.
--

(2. Hauptsatz der Thermodynamik)

Mit anderen Worten besagt dieser 2. Hauptsatz der Wärmelehre von *Lord Kelvin*, 1824-1907, und *Clausius*: Entropie kann im System immer nur entstehen. Und alle Prozesse, bei denen dies geschieht, sind irreversibel (unumkehrbar), ganz ohne äußeres Zutun (*Van Helmholtz* verknüpfte die Entropie später mit der Wärmeentwicklung einer chemischen Umwandlung zum Begriff „Freie Energie“, unter der eine Art Triebkraft chemischer Reaktionen verstanden werden kann. *Josiah Gibbs* zeigte 1878, dass chemische Reaktionen nur ablaufen, wenn diese Freie Energie abnimmt. *Joule* 1848 und *Clausius* 1857 hatten zuvor auch den Gasdruck als Aufprall von Gasmolekülen interpretiert und über den Zusammenhang zwischen der mittleren Geschwindigkeit der Moleküle und der Temperatur kam *Maxwell* 1859 auf die statistische Geschwindigkeitsverteilung der Gasteilchen. Hieraus leitete *Boltzmann* eine weitere Definition der Größe „Entropie“ ab. Er formulierte sie mathematisch: $S = k \cdot \ln W$ – die Entropie ist proportional zum Logarithmus der Wahrscheinlichkeit der Molekularanordnung einer Materieportion).

Energie und Elektrizität – die elektromagnetische Theorie des Lichtes

Die Erkenntnis über den Zusammenhang von Magnetismus und Elektrizität setzte ein, als *Oersted* bemerkte, dass die Energie des Stromflusses bewirkt, dass eine Magnetnadel abgelenkt wird. *Ampère* stellte fest, dass der Stromfluss zwischen zwei stromdurchflossenen Drähten die gleichen Kräfte wie ein Magnet bewirkt. Als *Faraday* 1831 entdeckte, dass in einer zweiten Drahtspule immer dann Stromfluss entsteht, wenn in einer ersten Spule Stromfluss beginnt oder endet, nannte er diese Erscheinung „Induktion“: Zeitlich veränderte Magnetfelder erzeugen Stromfluss – es müsse also „Feldlinien“ geben oder Spannungen im Äther“, einem angenommenen Medium, in dem sich die Feldlinien und Kraftfelder ausbreiten. *James Clerk Maxwell* formulierte hieraus 1856 zusammenfassend eine Theorie der elektromagnetischen Erscheinungen: Da sich die elektromagnetischen Felder mit Lichtgeschwindigkeit ausbreiteten, so seine Hypothese, musste auch das Licht eine elektromagnetische Welle (EM-Welle) sein. *Heinrich Hertz* gelang 1886 der Beweis, als er EM-Wellen entsprechend *Maxwells* Voraussage erzeugen konnte. *Hertz* starb mit nur 37 Jahren, doch die von ihm bewiesene Theorie wurde zur Grundlage der Rundfunk-, Fernseh- und Radartechnik.

Übertragung von Lichtenergie aus astronomischen Entfernungen

Licht und Lichtgeschwindigkeit sind auch grundlegende Größen der Astronomie. Sie erlebte im 19. Jahrhundert die Voraussagbarkeit der Bewegung weit entfernter Himmelskörper – seien sie für das bloße Auge unsichtbar oder zu weit entfernt, um ohne jahrelange Zeitverzögerung wahrgenommen werden zu können. In der Himmelmechanik wurde es zu Beginn des 19. Jahrhunderts zunächst möglich, mit Hilfe von Bahnrechnungen die Existenz weiterer, mit dem Auge nicht sichtbarer Planeten vorauszusagen: *Herschel* entdeckte Uranus sowie einige Monde und 1800 erste „echte“, physische Doppelsterne. *Giuseppe Piazzi* fand 1801 einen ersten Kleinplaneten (Ceres), weitere Planetoiden-Entdeckungen folgten (1802 Pallas durch *Olbers*, 1804 Juno durch *Harding*, 1807 Vesta durch *Olbers*, 1845 Asteroidea durch *Henckle* usw.; insgesamt bis heute über 20.000).

Leverrier fand 1846 durch weitere Bahnrechnungen den Planeten Neptun. Und 1838 bekam der Mensch erstmals einen Eindruck von der Entfernung der Fixsterne: *Friedrich Wilhelm Bessel* konnte aus der jährlichen Eigenbewegung des Sternes *61 Cygni* vor anderen Hintergrundsternen erstmals die Entfernung eines Sterns berechnen. Er kam mit Hilfe winkelgeometrische Messungen über den Durchmesser der Erdumlaufbahn um die Sonne auf das 640.000fache der Entfernung der Sonne von der Erde – eine wahrlich astronomische Zahl, denn das bedeutete, „daß von diesem Sterne das Licht zu uns erst in $9\frac{1}{4}$ Jahren gelangt“ (Zitiert nach *Humboldt*, *Kosmos*, S. 43, Eichborn-Edition 2004). Heutige, genauere Messungen dieser Parallaxe von $0,29''$ zeigen, wie nahe er dem wahren Messwert kam: Der Stern ist 11 Lichtjahre entfernt, und ein Lichtjahr sind $9\,460\,730\,472\,580,8$ km (also rund 9,5 Billionen Kilometer), was dem 63241,077fachen der Entfernung Erde-Sonne entspricht (63241,077 AE). Wir sehen also immer das Licht, das er vor 11 Jahren abgestrahlt hat.

6.4 Chemie im späten 19. Jahrhundert

6.4.1 Couper, Erlenmeyer, Kekulé – Streit um den mit sich selbst verknüpften Kohlenstoff (1857/58)

Universalgelehrte Amateure und Hobbychemiker, wie es sie in den Anfängen der Chemie gab, finden sich im 19. Jahrhundert kaum noch – die Chemiker in diesem Jahrhundert sind professionalisiert und spezialisiert. Und ihre Anzahl steigt: Bei wikipedia finden sich z. B. in der „Kategorie:Chemiker“ für das 16. Jahrhundert ganze 13 und für das 17. Jahrhundert 49 Seiten bzw. Personen (Stand: Dez. 2016), für das 18. Jahrhundert 193, das 19. 1259 und das 20. Jahrhundert bereits 3220 Personen. Sortiert nach den einzelnen Fachbereichen der sich weiter entfaltenden Chemie werden hier Einige davon vorgestellt.

In der Organischen Chemie hatte das Jahrhundert damit begonnen, dass immer mehr bedeutsame, organische Stoffe gefunden und isoliert werden konnten. *Williams* isolierte 1816 erstmals Isopren aus Naturkautschuk, *Pelletier* und *Cavenou* entdeckten 1820 als erstes Alkaloid das Chinin in Chinarinde und *Braconnot* isolierte erstmals Aminosäuren aus Leim (Glycin und Leucin). *Wöhler* stellte 1828 einen organischen Stoff erstmals aus einem anorganischen Salz her – die berühmte Harnstoffsynthese. *Wackenrode* gewann 1830 erstmals Carotin $C_{40}H_{56}$ und *G. F. Runge* fand 1834 bei der Chlorkalkreaktion von Teerdestillat das Anilin im Steinkohlenteer, das *Zinin* 1841 dann auch im Indigo („Anil“) wiederfand. Die Organische Chemie fand immer mehr Stoffe. Sie lernte sie z. T. auch herzustellen und zu analysieren, aber die Struktur der Moleküle blieb oft noch verborgen. So ließen Verhältnis- und Summenformeln erfassen, wie $C_{40}H_{56}$ für Carotin oder $C_{20}H_{24}N_2O_2$ für Chinin, doch: Wie waren die Kohlenstoffatome untereinander und mit anderen Atomgruppen verknüpft? *Loschmidt* hatte erste „Constitutionsformeln“ entworfen und *von Liebig* die Elementaranalyse entwickelt, aber es fehlte noch an Regeln und Formen zur Darstellung der Molekülstrukturen.

Ein Mann, der sich mit diesem Problem befasste, war *Richard August Carl Emil Erlenmeyer* (1825-1909). Den Chemikern heute ist er durch die *Erlenmeyerkolben* bekannt, und durch die *Erlenmeyer-Regel*. Er hatte Medizin studiert, und bei *von Liebig* und *Gmelin* Chemie. Er kaufte dann eine Wiesbadener Apotheke und lehrte nebenbei an der Wiesbadener Handels- und Gewerbeschule, bis dass er 1855 bei *Robert Bunsen*, dem wir den wohlbekannten *Bunsen-Brenner* verdanken, promovierte.

Über Heidelberg ging es nach München, und neben seiner dortigen Professorentätigkeit war er gleichzeitig Berater verschiedener Chemie-Unternehmen. Von 1877 bis 1880 war *Erlenmeyer* neben seiner Lehrtätigkeit auch Direktor der Königlichen Bayerischen Technischen Hochschule München.

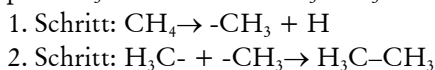
Erlenmeyer war ein begeisterter Anhänger der Atomtheorie und widmete sich schon in jungen Jahren mit der Frage, wie diese in Molekülen verbunden waren. Seine Überlegungen zur Struktur chemischer Verbindungen stellte er immer wieder zur Diskussion, indem er sie ab 1859 nebenberuflich als Redakteur der „Zeitschrift für Chemie, Pharmazie und Mathematik“ verbreitete. Zur Darstellung von Molekülstrukturen nutzte er eine 1858 von *Couper* veröffentlichte Schreibweise.



Abb. 53: *Richard August Carl Emil Erlenmeyer* (1825-1909)

Couper hatte die Idee entwickelt, dass Kohlenstoffatome auch untereinander Verbindungen bilden, da sie den Regeln der „Wertigkeit“ gehorchen (Die „chemische Wertigkeit“ oder „Valenz“ eines Atoms ist die maximale Anzahl an einwertigen Atomen, die ein Atom eines chemischen Elementes an sich binden kann. *Sir Edward Frankland* hatte diesen Begriff 1852 eingeführt). Alle Versuche zeigten, dass Kohlenstoff vierwertig ist, also zum Beispiel im Methangas CH_4 genau vier Wasserstoffatome binden kann. In Verbindungen wie Ethan C_2H_6 oder Hexan C_6H_{14} musste es also Bindungen der C-Atome untereinander geben, die „Kohlenstoffketten“.

Die Vorstellung von *Couper* und *Erlenmeyer* ging auf eine Idee von *Wollaston* zurück. Dieser hatte schon 1808 vermutet, dass Verbindungen des Typs AB_4 eine tetraedrische Anordnung aufweisen, was erst 1874 durch *van't Hoff* und *Le Bel* bewiesen werden konnte. *Couper*s Tetraedermodell traf auf Methangas CH_4 zu. *Erlenmeyer* vermutete, dass – wenn man im Methanmolekül ein H-Atom entfernte – sich die so entstandene Methylgruppe $-\text{CH}_3$ mit der freien Bindung einer weiteren, ebenfalls aus Methan hergestellten Methylgruppe $-\text{CH}_3$ zum Molekül CH_3-CH_3 verknüpfen können. Das Reaktionsschema hierzu ist:



Ethangas musste also C_2H_6 -Moleküle mit C–C-Bindungen aufweisen. Ihre Struktur müsste demzufolge zwei Tetraedern gleichen, die sich mit ihren Spitzen berühren.

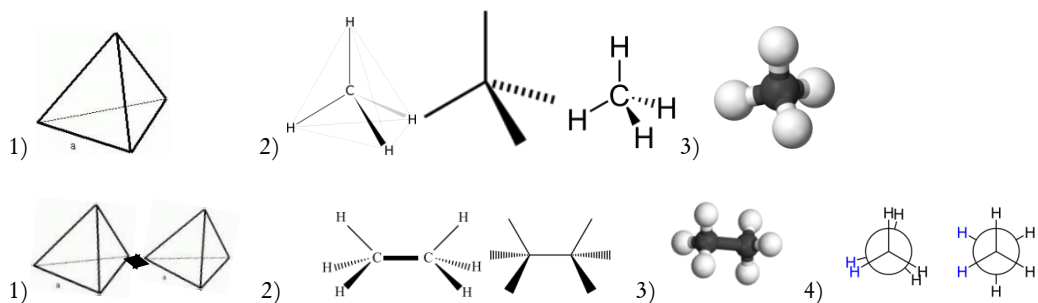


Abb. 54: Methan- und Ethanmoleküle im Tetraedermodell in verschiedenen Darstellungsweisen: Methan CH_4 (oben) und Ethan $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$ (unten) in: 1) Tetraedermodell 2) Keilstrichschreibweise 3) Kugel-Stab-Modell 4) *Newman*-Projektion

*Couper*s Idee von vierwertigen Kohlenstoffatomen, die große Moleküle mit kettenförmigen C-C-Verbindungen bilden, war wegweisend. Aber auch *Kekulé* hatte 1857 diese These vorgebracht. Dann aber gab es ein Missverständnis mit dem Kollegen *Wurtz*, und *Kekulé*s Arbeit erschien im Mai 1858 als erste im Druck, noch vor der von *Couper*. Plötzlich galt *Kekulé* als Entdecker der möglichen Selbstverknüpfung des Kohlenstoffs. *Couper* bedachte *Wurtz* deshalb wütend mit Vorwürfen, doch *Wurtz* verwies ihn daraufhin einfach aus dem Laboratorium.

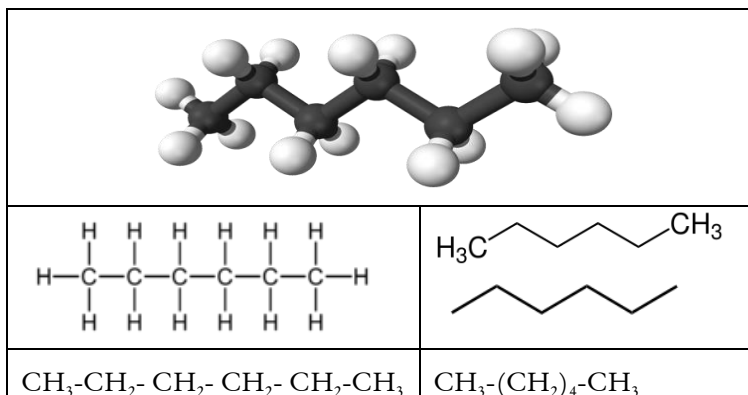


Abb. 55: Verschiedene Darstellungsweisen der Molekülstruktur von *n*-Hexan C_6H_{14} , einer „Kohlenstoffkette“ aus 6 C-Atomen, oben: Das Kugel-Stab-Modell der Molekülstruktur

Couper war überzeugt, dass die Anordnung der Bindungen zwischen den Atomen in einem Molekül aus seinen chemischen Eigenschaften abgeleitet werden kann. Die Möglichkeit, dass Kohlenstoffatome mit weiteren C-Atomen Bindungen bilden können, eröffnet zudem eine schier endlose Vielfalt möglicher Molekülstrukturen für Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen C_xH_y .

Vom Methan CH_4 über das Ethan C_2H_6 und das Propan C_3H_8 kommt man zu Molekülen mit immer längeren C–C-Ketten bis hin zum Hexan C_6H_{14} oder zu Riesenmolekülen wie Polyethylen $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ mit $n > 1000$ C-Atomen. Bedingt durch die Tetraederstruktur mussten alle solche Kohlenwasserstoffe zickzack-förmige C–C–C-Ketten aufweisen. In Tausenden Schulklassen wird diese in der organischen Chemie grundlegende Stoffgruppe im Chemieunterricht vermittelt – die gesättigten Kohlenwasserstoffe (Alkane).

Fortan fußte die Organische Chemie auf folgenden Grundregeln:

- Kohlenstoffatome sind vierwertig (Sie können vier einwertige Atome an sich binden, der einfachste Kohlenwasserstoff ist daher das Methan CH_4).
- Kohlenstoffatome (C-Atome) können auch untereinander Verbindungen bilden (Selbstverknüpfung des Kohlenstoffs). Die „chemische Wertigkeit“ ist hier ebenfalls vier (Beispiel: $\text{H}_3\text{C-CH}_3$ im Ethanmolekül C_2H_6)
- Die vier Bindungspartner bzw. die vier C–C-Einfach-Bindungen sind tetraedrisch um das C-Atom herum angeordnet.

Die chemischen Fähigkeiten des Kohlenstoffs erwiesen sich jedoch als noch vielfältiger. Schließlich zeigte die Elementaranalyse von Kohlenwasserstoffen, dass es auch solche gab, deren Anzahl an Wasserstoffatomen nicht in die Gruppe der mit Wasserstoff abgesättigten Kohlenwasserstoffe passte. Neben den Alkanen mit der allgemeinen Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (wie z. B. Ethangas C_2H_6 und Propangas C_3H_8) gab es noch Kohlenwasserstoffe mit Summenformeln wie z. B. Ethylen C_2H_4 und Propylen C_3H_6 . Sie mussten andersartig aufgebaut sein.

6.4.2 Erlenmeyers Idee der C=C-Mehrfachbindungen (1862)

Erlenmeyer vermutete 1862 als erster, dass es zwischen Kohlenstoffatomen nicht nur Einfachbindungen gibt (Symbol: C–C), sondern auch Mehrfachbindungen wie die Doppelbindung C=C und die Dreifachbindung $\text{C}\equiv\text{C}$. Das Molekül C_2H_4 im Ethylengas musste ein

solche Struktur aufweisen: Jedes C-Atom hatte zwei Bindungen zu je einem H-Atom und eine zum C-Atom – die jeweils vierte Bindung der beiden C-Atome musste also ebenfalls zwischen den beiden C-Atomen liegen.

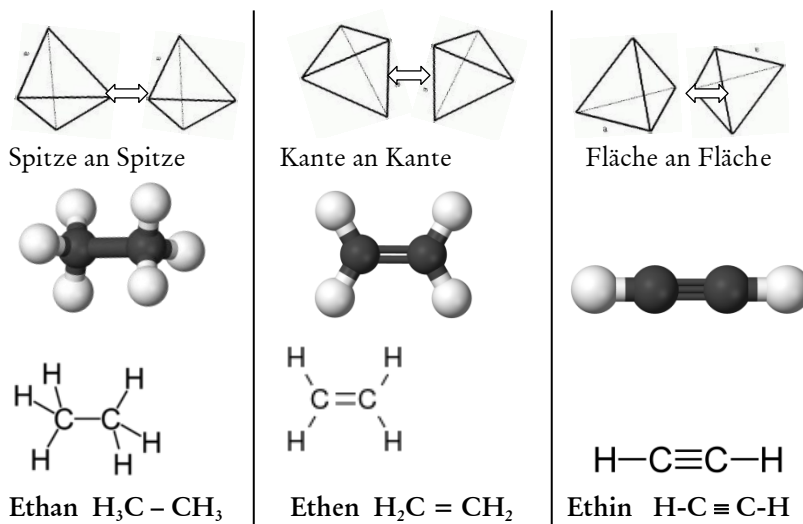


Abb. 56: Moleküle mit Ein- und Mehrfachbindungen zwischen zwei C-Atomen

Auch bei den Verbindungen Propylen C_3H_6 und Propin C_3H_4 musste es, anders als beim Propan C_3H_8 , Mehrfachbindungen geben, damit jedes der vierwertigen C-Atom auch auf insgesamt vier Bindungen zu Nachbaratomen kommen kann.

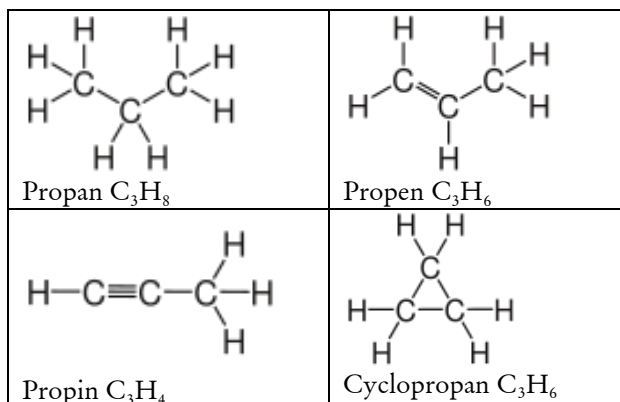
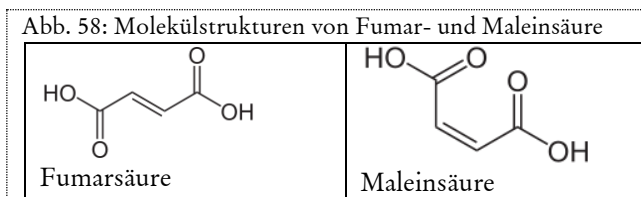


Abb. 57: Molekülstrukturen von C_3 -Kohlenwasserstoffen

Der Kohlenwasserstoff mit der Formel C_3H_6 kann sogar in zwei Formen existieren: als C_3 -Kohlenstoffkette (Propen mit der Halbstrukturformel: $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$) und als ringförmige Verbindung (Cyclopropan, ein Dreieck aus C-Atomen bzw. CH_2 -Gruppen; später wurden die Stoffgruppen mit C=C-Doppelbindungen Ethylene oder Alkene genannt (Summenformel C_nH_{2n}), und die Kohlenwasserstoffe mit C≡C-Dreifachbindungen bezeichnete man als Acetylene und Alkine).



Van't Hoff postulierte später auf Grund der Bindungsverhältnisse an C=C-Doppelbindungen, es gebe hier räumlich unterschiedlich angeordnete Strukturen (Isomere). Die auf *Coupers* Tetraedermodell fußende Voraussage von *van't Hoff* über solche stereoisomere Abkömmlinge (Derivate) des Ethens wurde 1887 von *Wislicenus* bestätigt. Er fand sie in Form der beiden stereoisomeren Moleküle $C_4H_4O_4$ der Malein- und Fumarsäure.

Zwischen C-Atomen gibt es neben Einfachbindungen (Symbol: C–C) auch C=C-Doppelbindungen und die C≡C-Dreifachbindungen (Beispiele: Das Ethenmolekül C_2H_4 mit der Struktur $H_2C=CH_2$ und Ethin C_2H_2 mit der Struktur $HC\equiv CH$).

6.4.3 Kekulé und Erlenmeyer – das Rätsel um Benzol und Naphthalin (1865/66)

Neben den Alkanen, Alkenen und Alkinen, so stellte sich heraus, gab es noch eine weitere Gruppe von Kohlenwasserstoffen. Sie reagierten chemisch anders als die ungesättigten Kohlenwasserstoffe (Alkene und Alkine), aber sie enthielten auch nicht so hohe Wasserstoff-Anteile wie die gesättigten Kohlenwasserstoffe (Alkane). Hierzu gehörten Stoffe wie das Benzol C_6H_6 , das von *Glauber* bei der Destillation von Steinkohlenteer und von *Faraday* 1825 im *Leuchtgas* aufgefunden worden war, und das Toluol C_7H_8 , das *Henri Etienne Sainte-Claire Deville* durch trockene Destillation aus Tolu balsam gewonnen hatte.

Auch die Struktur von Naphthalin $C_{10}H_8$ war unklar. *Faraday* hatte 1826 die Summenformel dieses ebenfalls im Steinkohlenteer gefundenen Stoffes ermittelt, aber er war weder ein Alkan, noch ein Alken noch ein Alkin. Man hatte es nach Erdöl benannt (von griech. *ναφθα* *naphtha*). Es riecht nach Mottenpulver und Teer, ist gesundheitsschädlich und umweltgefährlich.

Erlenmeyer erforschte in München die Struktur. Als *Kekulé* 1865 einen Vorschlag zur Struktur des Moleküls von Benzol C_6H_6 veröffentlicht hatte, kam *Erlenmeyer* im folgenden Jahr die Idee: Auch Naphthalin musste eine Ringstruktur aufweisen, in der sich C-C-Einfachbindungen und C=C-Doppelbindungen anscheinend abwechseln. *Erlenmeyer* hatte bemerkt dass Naphthalin und auch Benzol chemisch nicht so reagierten wie andere Stoffe mit C=C-Doppelbindungen: Sie tauschten andere Atomgruppen aus statt sie anzulagern.

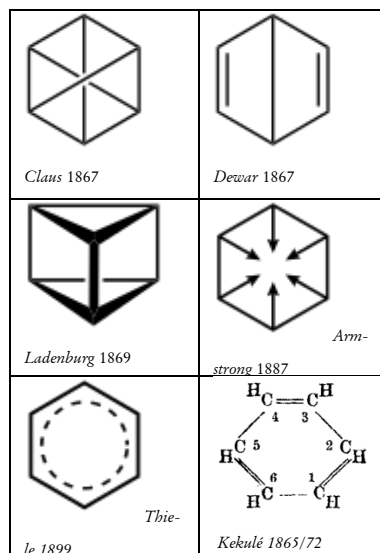


Abb. 59: Ideen zur Molekülstruktur von Benzol

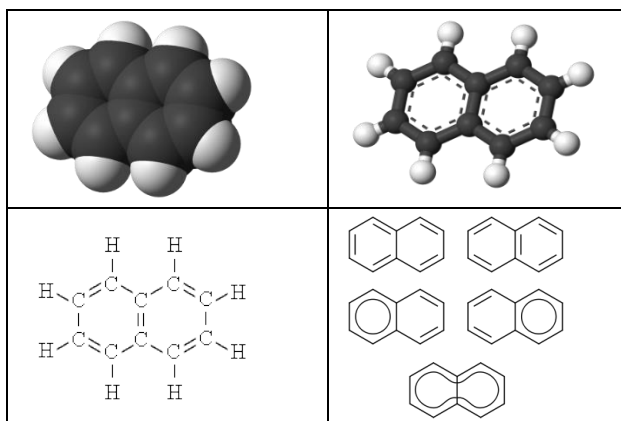


Abb. 60: Molekülstruktur von Naphthalin $C_{10}H_8$ als Kalottenmodell (oben links), Kugel-Stab-Modell (oben rechts), Strukturformel nach Lewis (unten links) und in vereinfachten Symbol-Schreibweisen (unten rechts)

Im 20. Jahrhundert fand man über eine Röntgenstrukturanalyse heraus warum: Aromatische Moleküle besitzen delokalisierte Elektronenwolken. Sie sind daher besonders stabil. *Armit* und *Robinson* führten daher 1925 die vereinfachte Schreibweise mit dem konzentrischen Kreis im Sechseck ein, da hier alle C-C-Bindungen absolut gleichwertig sind und keine lokalisierbaren Doppelbindungen existieren.

Ringförmige Kohlenwasserstoffmoleküle mit scheinbar abwechselnden C-C-Einfachbindungen und C=C-Doppelbindungen wie Benzol C_6H_6 und Naphthalin $C_{10}H_8$ bilden eine eigene Stoffgruppe, die chemisch nicht so reagierte wie andere Stoffe mit C=C-Doppelbindungen: Sie tauschten andere Atomgruppen aus statt sie anzulagern.

Die Stoffgruppe der vom Benzol abgeleiteten Kohlenwasserstoffe wurde später als Aromaten bezeichnet, da sie oft einen angenehmen, aromatischen Geruch aufwiesen (von griech. *aroma* Duft). Das Konzept der „Aromatizität“ wurde durch die *Hückel*-Regel definiert. Es erklärt, warum Aromaten weder Einfach- noch Doppelbindungen aufweisen und eine eigene, energetisch stabile Stoffgruppe darstellen.

Kohlenwasserstoffe mit einfachen C-C-Bindungen zeigen Reaktionen, bei denen sie H-Atome gegen andere Atomgruppen austauschen (Substitution). Kohlenwasserstoffe mit C=C-Mehrfachbindungen hingegen lagern Atomgruppen an (Addition). Aromaten jedoch tauschen sie aus, obwohl sie – den Kohlenwasserstoffen mit C=C-Mehrfachbindungen ähnlich – nicht mit H-Atomen „abgesättigt“ sind.

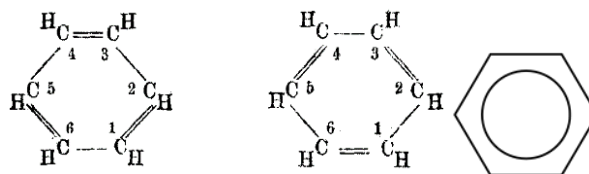


Abb. 61: Benzol C_6H_6 in der historische Formel von *Kekulé*, rechts daneben in der modernen Symbolschreibweise von *Armit* und *Robinson*.

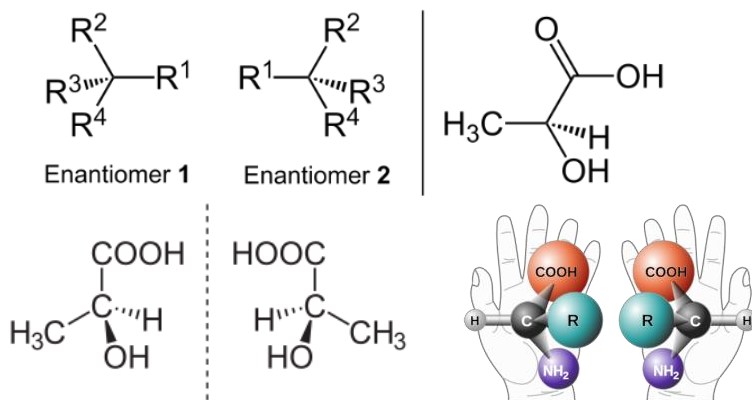


Abb. 62: Molekülstrukturen zweier spiegelbildlicher Isomere (oben links) sowie von Milchsäure (unten links); daneben die Veranschaulichung des Prinzips der Chiralität („Händigkeit“) in der Stereochemie zweier Aminosäure-Moleküle (unten rechts).

Erlenmeyer fand später auch die Strukturen von Guanidin CN_3H_5 und Tyrosin $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_3$ heraus (*Von Liebig* hatte das Tyrosin 1846 im Käse entdeckt). Es gelang *Erlenmeyer* sogar, diese Stoffe selbst herzustellen. Die *Erlenmeyer-Regel* besagt, dass chemische Verbindungen, die an einem Kohlenstoffatom mehr als eine Hydroxylgruppe $-\text{OH}$ tragen, wegen Instabilität zur Abspaltung von Wasser neigen. Und *Erlenmeyer junior*, der in die Fußstapfen des Vaters trat, entwickelte die *Erlenmeyer-Synthese* zur Herstellung von Verbindungen aus der Gruppe der Azlactone.

6.4.4 Van't Hoff – Tetraeder, Mehrfachbindungen und spiegelbildliche Moleküle (1873)

Auf jeder Joghurt-Packung findet man heute Hinweise zu links- und rechtsdrehenden Milchsäuren. Das liegt wohl daran, dass *Jacobus Henricus van 't Hoff* (1852-1911) ein sicher verkannter Ausnahme-Chemiker war. Seine Erkenntnisse gingen weit über diese Ethenderivate hinaus.

Die Fachwelt wurde von *van 't Hoff* 1873 schon vor Abschluss seiner Doktorarbeit überrascht, als er einen kurzen Artikel zum „optischen Drehvermögen und zur Stereochemie von Kohlenstoffbindungen“ veröffentlichte. Er konnte erklären, warum einige organische Verbindungen in der Lage waren, die Polarisationsrichtung von Licht zu drehen. Man bezeichnet sie als L- und D-Formen (links- und rechtsdrehend). Diese „optische Aktivität“, so *van 't Hoff*, liege daran, dass diese optisch aktiven Verbindungen Kohlenstoffatome aufweisen, deren vier Bindungen alle unterschiedlich seien und zu benachbarten Atome an den Ecken eines Tetraeders stehen. Solche Kohlenstoffatome werden als „asymmetrisch“ bezeichnet oder als „chiral“. Es gibt sie in Zuckern, in Eiweißen, in der Milchsäure und in vielen weiteren und bedeutsamen organischen Verbindungen.

Chiralität, ein vom Wortstamm $\chi\epsilon\iota\rho\sim$, $ch[e]ir\sim$ – *hand* abgeleitetes, griechische Kunstwort für „Händigkeit“, bedeutet, dass es zwei nicht identische, räumlich spiegelbildlich angeordnete Strukturen gibt – ähnlich der rechten und der linken Hand (In der Stereochemie heißen diese spiegelbildlich angeordneten Formen Enantiomere).

Außerhalb der Stereochemie erforschte *van 't Hoff* auch den Ablauf und die Temperaturabhängigkeit (die Kinetik) chemischer Reaktionen sowie die Änderung der physikalischen Eigenschaften in Abhängigkeit von der Zahl der Teilchen in einer Lösung („kolligative Eigenschaften“). Er hatte die Idee, dass das Gesetz von *Avogadro* auch für Lösungen

gelten könnte. Als er 1885 bemerkte, dass der osmotische Druck einer Lösung direkt proportional zur darin gelösten Menge eines Stoffes ist, schlussfolgerte er, dass bei gleichem osmotischen Druck und gleicher Temperatur auch die jeweils gleiche Teilchenzahl gelöst sein müsste. Die Zustandsgleichung für Gase galt somit auch für Lösungen. Sie half ihm, die molare Masse gelöster Stoffe zu bestimmen (Die für Kaliumchlorid gefundene Teilchenzahl war im Vergleich zu Rohrzucker übrigens doppelt so hoch wie nach der Molekülmasse erwartet. Diese Erkenntnis stützte später die Theorie von *Arrhenius*, der seine Dissoziations-theorie erst nach *van 't Hoff's* Vorarbeit darstellte). *Van 't Hoff's* zahlreichen Entdeckungen waren jedenfalls so grundlegend, dass er 1901 den ersten Nobelpreis für Chemie erhielt. Zehn Jahre später starb er an Tuberkulose.

Erlenmeyer, *Couper* und *van't Hoff* gehören somit zu den Chemikern, die folgende Lehrsätze der organischen Chemie formuliert und experimentell bestätigt haben:

Optische aktive Verbindungen weisen C-Atome auf, deren vier Bindungen bzw. Bindungspartner alle unterschiedlich sind („asymmetrische“ oder „chirale“ C-Atome). Die Chiralität hat zur Folge, dass es von solchen Verbindungen jeweils zwei unterschiedliche, spiegelbildlich zueinander aufgebaute Molekülstrukturen gibt (L- und D-Formen, Enantiomere).

6.4.5 Nobel – die besser handhabbaren Nitroglycerinstangen (1866/67)

Ein noch bekannterer Chemiker des 19. Jahrhunderts ist *Alfred Nobel* (1833-1896). Er war auch Erfinder und meldete 355 Patente an, aber bekannt ist, dass er das Dynamit erfand und den Nobelpreis stiftete (und dass 1994 das Element Nobelium nach ihm benannt wurde). *Nobel* war nach Robert und Ludvig der dritte Sohn eines schwedischen Ingenieurs und Industriellen. Alfred Nobels jüngster Bruder *Emil Oskar* kam 1864 beim Experimentieren mit Nitroglycerin um. Der Italiener *Ascanio Sobrero* (1812-1888) hatte das Nitroglycerin beim Experimentieren mit *Schönbeins* Schießbaumwolle entdeckt. Er erlitt dabei schwere Gesichtsverletzungen und hielt den Sprengstoff daher für zu gefährlich. Er war so eingeschüchtert von seiner Erfindung, dass er sie ein Jahr lang geheim hielt, und er protestierte gegen eine kommerzielle Nutzung, wie sie sein Schüler *Alfred Nobel* vornahm.

Bei einem der Transporte von Nitroglycerin wurde 1866 eines der Transportgefäße undicht und das Nitroglycerin tropfte auf die mit Kieselgur gepolsterte Ladefläche. Arbeiter bemerkten die breiige Masse, meldeten es *Nobel* und diesem gelang so die Herstellung eines handhabungssichereren Detonationssprengstoffes. Er ließ sich das Mischungsverhältnis des in Kieselgur-Stangen fixierten Nitroglycerins von 3:1 im Jahr 1867 patentieren und nannte das Produkt Dynamit. Bergbau, Diamantenfieber, Kriege – der Bedarf an Dynamit war riesig. Bald besaß *Nobel* über 90 Fabriken in aller Welt. *Sobrero* fühlte sich um den Ruhm und den finanziellen Erfolg betrogen. Nobel ließ ihm zwar eine lebenslange Zahlung zukommen, doch im Vergleich zu den Gewinnen, die Nobel für *Sobreris* Erfindung bekam, waren sie lächerlich. Zudem hatten *Sobrero* und auch *Nobel* Skrupel hinsichtlich der verheerenden Auswirkungen ihrer Erfindung. Schließlich veranlasste der kinderlos gebliebene Nobel, dass mit seinem Vermögen von etwa 31,2 Millionen Kronen eine Stiftung gegründet werden sollte. Sie bekam 94 % des Gesamtvermögens, und der Stifter legte fest, dass die Zinsen aus dem Fonds jedes Jahr denjenigen gestiftet werden sollen, „die im vergangenen Jahr der Menschheit den größten Nutzen erbracht haben“. Die ersten Nobelpreise wurden 1901 verliehen, am fünften Todestag des Stifters.

Weitere, wichtige Entdeckungen waren einige Syntheseverfahren und Erkenntnisse über die räumliche Anordnung der Atomgruppen um die C-Atome in organischen Verbindungen.

dungen: 1861 gelangen *Butlerow* die Erstherstellung eines künstlichen Zuckers (ein optisch inaktiver Sirup aus Kupferhydroxid und Paraformaldehyd), *A. W. Hofmann* die Erstherstellung von *Dewarbenzol* (Bicyclo-2.2.0-hexadien-2.5) und von Formalin (aus Methanol und Sauerstoff am Cu-Kontakt/600°C, durch *Hofmann*). Am Ende des 19. Jahrhunderts kamen dann 1877 die Synthesemethode für Alkylbenzene hinzu (*Friedel-Crafts*-Alkylierung) und für Malachitgrünfarbstoffe (*O. Fischer*), und 1882 gelang *Freund* die Erstherstellung von Cyclopropan C₃H₆ (durch eine intramolekulare *Wurtz*-Synthese aus einem Allylchlorid, Peroxid und Zink mit Bromwasserstoff). 1885 stellten *Kolbe* und *Schmitt* erstmals Salicylsäure her (die *Kolbe-Schmitt*-Synthese aus Natriumphenolat und Kohlendioxid), und 1887 gelangen *Gabriel* die Erstherstellung künstlicher Aminosäuren und Amine, *Claisen* die erste Esterkondensation und *Michael* die *Michael*-Addition an aktivierte C=C-Doppelbindungen.

6.4.6 *Hofmann* und von *Baeyer* – Farbstoffe aus Teerdreck (1866/67) und Färberwaid (1883)

Wolle, Seide und Tapeten in lichtechten, völlig waschechten und von hoher Lichtbeständigkeit – das sind gefragte Produkte. Teerfarbstoffe erlangten Ende des 19. Jahrhunderts eine große Bedeutung, weil sie wegen ihrer glänzenden, in jeder gewünschten Abstufung herstellbaren Töne die natürlichen Farbstoffe wie zum Beispiel das aus Färberwaid und Indigopflanzen hergestellte Indigo völlig verdrängten.

Es begann damit, dass *Friedlieb Ferdinand Runge* (1794-1867) im Jahr 1834 einen Stoff untersuchte, den sein Kollege durch Erhitzen von Anthranilsäure gewonnen hatte. Anthranilsäure C₇H₇NO₂, auch als 2-Aminobenzoessäure bezeichnet, ist eine farblose bis blassgelbe, blau fluoreszierende organische Verbindung, die aus Indigo hergestellt werden kann und heutzutage als Zwischenprodukt für Pharmazeutika, Kosmetika, Farbstoffe, fotografische Chemikalien und Feinchemikalien, Schmierstoffadditive und Korrosionsschutzmittel verwendet wird. *Runge* gewann den aus Anthranilsäure freisetzbaren Stoff Anilin aus Steinkohlenteer her – dem Teerdreck, der als nutzloser Abfall in Kokereien übrig blieb. Beim Versetzen mit Chlorkalk nahm der Stoff eine violette Farbe an, und mit Säuren, Basen oder Sauerstoff umgesetzt wurde er rot. Mit derlei Farbstoffen ließen sich wunderschöne Bilder erzeugen, wenn diesen Lösungen auf Papier gebracht und von diesem aufgesaugt wurden (Diese *Runge*-Bilder waren Vorläufer des späteren Analyseverfahrens Papierchromatographie).

1843 untersuchte *August Wilhelm von Hofmann* (1818-1892) das Anilin und nahm eine Elementaranalyse vor. Anilin (von span. oder arab. *an-nil*, blau bzw. Indigo-Farbe) ist eine hellbraune Flüssigkeit mit aminartigem Geruch, die an der Luft leicht bräunlich wird. Die Summenformel ließ sich als C₆H₇N bestimmen (oder als Halbstrukturformel: C₆H₅-NH₂). *Hofmann* erkannte die Bedeutung dieser Entdeckung und sein Schüler *William Henry Perkin* nutzte sie wirtschaftlich. Er gründete sogleich die erste Teerfarbenfabrik Großbritanniens 1857 in Greenford Green bei London, fünfzehn Jahre nach dem ersten deutschen Teerfarbenwerk Oehler in Offenbach. *Perkin* entdeckte 1856 den ersten violetten Farbstoff aus Anilin, das Mauvein („Anilinpurpur“), und bereits drei Jahre später, 1859, entdeckte man auch die Herstellung von Fuchsin, Anilinblau, Methylgrün und Methylviolett. Jedes Jahr brachte neue Farbstoffe und Farbstoffgruppen: 1869 die Azofarbstoffe, dann das Alizarin und andere Anthrazenfarbstoffe, und 1880 die künstliche Darstellung des Indigos durch *Adolf von Baeyer*.

Auf der Grundlage der streng wissenschaftlichen Farbstoff-Forschung blühte eine blühende Industrie auf. Deutschland übernahm eine führende Rolle. Unternehmen wie die

Hoechst AG in Frankfurt, die Bayer AG in Leverkusen und die Badische Anilin&Sodafabrik (BASF) in Ludwigshafen schossen wie Pilze aus dem Boden und wurden schließlich ertragreiche Großkonzerne. Ihre Teerfarbstoffe fanden überall Anwendung: in der Färberei, der Buntpapier- und Tapetenfabrikation, der Zeugdruckerei, zum Färben von Holz, Metall, Leder und sogar zur Herstellung von Tinten und Kinderspielzeug. Und die anilinverarbeitenden Arbeiter bekamen Blasenkrebs (erster Nachweis dieses Zusammenhangs 1895 durch *Ludwig Rehn*).

Alle Teerfarben (veraltet auch Anilinfarben oder Teerfarbstoffe) enthalten mindestens eine aromatische Kohlenwasserstoffgruppe (Benzol, Naphthalin, Anthrazen, Chinolin) und zusätzlich Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel oder mehrere dieser Elemente. *Zinin* erhielt Anilin, indem er Nitrobenzol $C_6H_5-NO_2$ mit Schwefelwasserstoff H_2S umsetzte. Hofmann bewies, dass diese Verbindung identisch war mit seinem Anilin (er nannte es noch *Kyanol*, *Blauöl*, nach dem Verhalten der Substanz gegenüber Chlorkalklösung) und verbesserte das Herstellungsverfahren, indem er Verfahren Nitrobenzol einem reagierenden Gemisch von Zink und Säure aussetzte. Die Säure ätzte das Metallpulver an, so dass hochreaktive Wasserstoffatome H freigesetzt wurden, die mit dem Nitrobenzol $C_6H_5-NO_2$ zu Anilin $C_6H_5-NH_2$ reagierten: $C_6H_5-NO_2 + 6 H \rightarrow C_6H_5-NH_2 + 2 H_2O$.

Bekannte Anwendungen des Farbstoffes waren das Anilinleder und die Drucktechnik. Der Flexodruck erhielt den auch heute noch verwendeten Beinamen Anilindruck, da erst durch das Anilin eine gute Druckqualität erzeugt werden konnte.

Ab 1873 wurde Anilin von der Actien-Gesellschaft für Anilin-Fabrication (Agfa) in großtechnischem Maßstab produziert. 1897 wurde es von der Badischen Anilin- und Soda-Fabrik (BASF) eingesetzt, um den vorher nur aus pflanzlichen Rohstoffen gewonnenen Farbstoff Indigo zu synthetisieren (*Hofmann* gelang 1882 zudem die Entwicklung des nach ihm benannten *Hofmann-Abbaus* der Säureamide (mit $NaOBr$), und *A. v. Baeyer* stellte 1885 erstmals das hochreaktive Butadiin $HC\equiv C-C\equiv CH$ her, das Diacetylen.).

Die künstliche Herstellung von Indigo hatte weitreichende Folgen. Der tiefblaue Farbstoff wurde in Indien seit vorchristlicher Zeit in Indien, Ostasien und Ägypten aus der Indigopflanze hergestellt. In Europa wurde Indigo in kleinen Mengen über Syrien und Alexandria aus Indien importiert und aus dem Färberwaid gewonnen, den man z. B. in Thüringen vom 12. bis zum 17. Jahrhundert anbaute. Man trocknete den aus dem Waid gewonnenen Brei und feuchtete ihn mit Urin an, um ihn danach mit Pottasche vergären zu lassen.

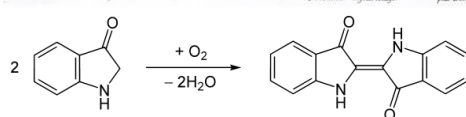
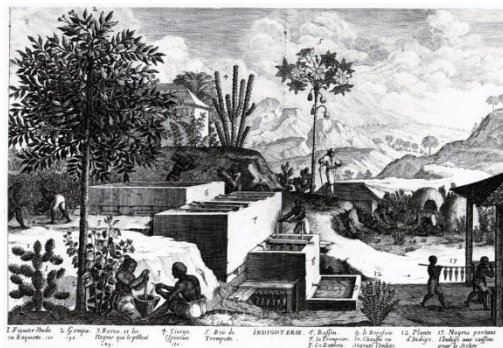


Abb. 63: Eine Indigoterie (oben, Zeichnung von 1667), die Indigo-Bildung an Luft (Mitte) und die Indigoproduktion 1890 bei der BASF

Aus 300 kg Pflanzenmaterial bekam man so etwa 1 bis 1,5 kg Indigo. Plötzlich war es möglich, den Farbstoff in Fabriken herzustellen – er wurde preiswerter, die Gewinnung des natürlichen Farbstoffes aus den Pflanzen brach ab und die Indigobauern wurden arbeitslos.

Die Vorteile der synthetischen Indigogewinnung lagen auf der Hand: farbkraftigere Ergebnisse, keine Ernteabhängigkeit, eine leichtere Dosierung und keine wechselnden Farbqualitäten. Indien war bis zum Ersten Weltkrieg mit 2.619.000 kg der weltweit bedeutendste Produzent von Indigo (80 % der Weltproduktion). Die europäischen Kapitalisten („Pflanzer“) hatten die Anbaurechte erworben und die Bauern (raiyat) wurden dazu zu verpflichten, 15 % ihres besten Landes mit der Indigo-Pflanze zu bebauen. Zum Erwerb des Saatguts mussten sie zu verzinsende Vorschüsse mit betrügerischen Zinssätzen von 50–500 % akzeptieren. Es gab aber keinen Garantiepreis, sondern einen zur Erntezeit festgesetzten, der unter dem Marktwert lag. Als sich für die Pflanzer (thikadari) und ihre Mittelsmänner der Verkauf von Indigo nicht mehr rentierte, verlangten sie von den Bauern „Ablöse“ und Pachtzuschläge, was 1859–1862 zu den sogenannten Indigo-Unruhen führte. Die letzten Reste des „Tinkathia“ wurden erst 1917/18 abgeschafft (nach der Champaran-Kampagne von *Mohanda Gandhi*).

Auf den Indigoplantagen der nordamerikanischen Kolonien hatten zunächst indianische Sklaven gearbeitet, später die direkt aus Afrika importierten. Hier ermöglichten es die Anbau- und Verarbeitungszyklen von Indigo und Reis, beide Pflanzen gleichzeitig von denselben Sklaven anbauen zu lassen. Als ab 1897 der synthetische Indigo kommerziell vertrieben wurde, brach auch hier die Indigoproduktion aus pflanzlichen Rohstoffen fast völlig zusammen. Genau wie die indischen Indigobauer hatten in diesem Bereich auch die indianischen und afrikanischstämmigen Sklaven ausgedient.

1905 wurde *Adolf von Baeyer* mit dem Nobelpreis für Chemie ausgezeichnet. Er wurde dadurch für „die Entwicklung der organischen Chemie und der chemischen Industrie durch seine Arbeiten über die organischen Farbstoffe und die hydroaromatischen Verbindungen“ geehrt. Er hatte die erste Indigosynthese entwickelt, die der Farbstoffe Indol und Phenolphthalein, Fluorescein und – in Teilschritten – des Alizarins. 1867 hatte er die Deutsche Chemische Gesellschaft gegründet. Als die chemische Industrie verlangte, dass die Inhalte des Chemiestudiums stärker die Bedürfnisse der Industrie berücksichtigen sollten, traten *von Baeyer*, *Ostwald* und *Hofmann* für die zweckfreie Forschung ein und für ein hochschulinternes Prüfverfahren. *Von Baeyers* Name wurde zur Kennzeichnung vieler Namensreaktionen und Fachbegriffe in der organischen Chemie eingesetzt (*Baeyer-Villiger-Oxidation*, *Baeyer-Spannung* bei Alicyclen, die *Baeyer-Probe* – ein qualitatives Nachweisverfahren für C=C-Doppelbindungen aus der analytischen Chemie, mit Natriumcarbonat und Permanganatlösung). 2009 wurde ein Mondkrater nach ihm benannt.

6.4.7 *Bunsen und Kirchhoff – Einblicke in flammfärbende Atome (1855/1859/1899)*

Jean-Baptiste André Dumas (1800-1884) entdeckte zu Beginn des 19. Jahrhunderts eine erste Methode, die molare Masse (das „Molekulargewicht“) einer Flüssigkeit zu bestimmen – 1827, genau in dem Jahr, in dem *Wöhler* erstmals Aluminium gewann (aus Aluminiumchlorid AlCl_3 und Kalium). 1930 ersann *Dumas* eine erste Analyseverfahren zur qualitativen Stickstoffbestimmung in organischen Stoffen und ersann die Substitutionstheorie in der Organischen Chemie, nach der Wasserstoffatome in Kohlenwasserstoffen durch andere Atome wie z. B. Chlor ausgetauscht (substituiert) werden können. Er konnte die Substitution von Wasserstoff durch Chlor bei der Einwirkung von Chlor auf Kerzenwachs experimentell nachweisen (Theorie der radikalischen Substitution von 1830). Mitte des 19. Jahr-

hundreds trat dann ein Mann auf die Bühne der Wissenschaft, dessen Entdeckung die analytische Chemie um einen gewaltigen Sprung nach vorne katapultieren sollte.

Jeder Schüler, der Chemieunterricht hatte, kennt den *Bunsenbrenner*. Sein Konstrukteur war *Robert Wilhelm Eberhard Bunsen* (1811-1899), der auch das *Zink-Kohle-* oder *Bunsen-Element* und das *Bunsen-Fotometer* erfand.

Der junge *Bunsen* reiste zunächst von 1832 bis 1833 mit einem Stipendium der Landesregierung durch das westliche Europa. Er traf *Runge*, von *Liebig* und *Mitscherlich* und machte dann in Göttingen Experimente zur Löslichkeit der Salzen der *Arsensäure*. Dabei entdeckte er, dass *Rost* (*Eisenoxidhydrat*) ein gutes Mittel gegen *Arsenvergiftungen* ist – es bildet das wasserunlösliche und somit ungefährliche *Eisen(III)-arsenat* $FeAsO_4$. 1836 wurde er Nachfolger von *Wöhler* in Kassel, wo er *Kakodylverbindungen* zu erforschen begann (*Das Tetramethyldiarsan* $As_2(CH_3)_4$ und seine Abkömmlinge bilden zwar hochgiftige Substanzen, aber *Bunsen* hatte ja ein Gegengift entdeckt), und zwei Jahre später untersuchte er im Hochofen ablaufenden Prozesse über das *Gichtgas* einer *Eisenhütte* bei Kassel. 1839 ging es nach Kassel, wo er eine *Zink-Kohle-Batterie* entwickelte. Sein „*Bunsenelement*“ war preisgünstig und vielseitig verwendbar, und als 1845 der isländische Vulkan *Hekla* ausbrach, sollte er auf Geheiß der dänischen Regierung auch hier die Gase analysieren. Sein Cousin, der *Leibarzt* des *Kurfürsten* in Kassel, konnte den *Kurprinz Friedrich Wilhelm* überzeugen, *Bunsen* sechs Monate Urlaub zu gewähren, und so konnte er in den folgenden sechs Jahren eine Analyse der mitgebrachten Gas- und Gesteinsproben vornehmen.

1850 lernte er in Breslau *Gustav Robert Kirchhoff* (1824-1887) kennen und erhielt 1852 ein neues Laboratorium und eine Dienstwohnung. Mittels *Elektrolyse* von *Salzschmelzen* gewannen die

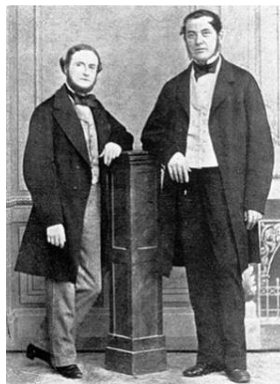
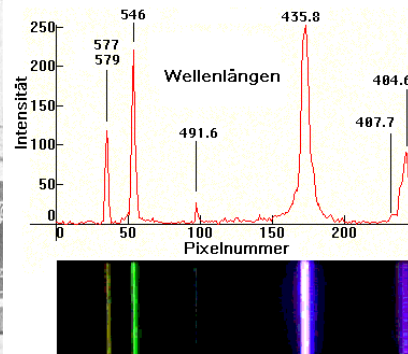


Abb. 65: Links *Robert Wilhelm Bunsen* (rechts) und *Gustav Robert Kirchhoff*, rechts das Spektrum einer Niederdruck-Quecksilberdampfampe, aufgenommen mit einem 256-Pixel-Zeilensensor bzw. mit einer Kamera



beiden Chemiker zahlreiche Metalle wie *Chrom*, *Magnesium*, *Mangan*, *Aluminium*, *Barium*, *Calcium* und *Lithium* und erforschten mit *Henry Roscoe* von 1852 an die *Chlorknallgasreaktion*, die durch *Licht* gezündet werden konnte. *Bunsen* brach jedoch 1859 die Zusammenarbeit mit *Roscoe* ab, um zusammen mit *Kirchhoff* an der *Spektralanalyse* zu arbeiten. Sie hatten entdeckt, dass bei der Erhitzung chemischer Substanzen in *Flammen* farbige *Flammfärbungen* auftraten. *Bunsen* nutzte einen von *Faraday* erdachten *Gasbrenner*, den er

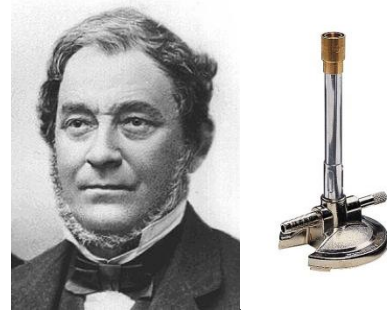


Abb. 64: *Robert Wilhelm Bunsen* und der *Bunsenbrenner*

sich umfunktioniert und perfektioniert hatte. Die auftretenden Flammfärbungen konnten über einen Holzkasten in charakteristische Spektrallinien zerlegt werden. Der Holzkasten enthielt ein Prisma mit zwei Linsen und einem Okular. Sie nannten ihn Spektroskop. Sein Prisma zerlegte das Tageslicht in eine Art Regenbogen, das Spektrum. Eine Kerzenflamme brachte keine guten Ergebnisse, aber wenn man eine Salzprobe in eine Bunsenbrenner-Flamme hielt, so zeigte das Spektroskop für jedes Element ganz charakteristische Farblinien an bestimmten Stellen des Spektrums. Über diese Emissionsspektren konnten Alkali- und Erdalkalisalze sowie Indium und Thallium identifiziert werden. Der Nachweis von Elementen – auch in aller kleinsten Spuren – in einer Substanzprobe war von nun an leicht möglich. *Bunsen* und *Kirchhoff* konnten mit ihrer Analysemethode 1860/61 im Mineralwasser der neu erschlossenen Maxquelle bei Dürkheim sogar zwei neue chemische Elemente finden. Sie nannten sie nach ihrer Flammfärbung Rubidium (von lat. *rubidus*, rot) und Cäsium (von lat. *caesius*, blau). Selbst die chemische Zusammensetzung fernster Sterne konnte durch Arbeiten von *Kirchhoff* aufgrund von Absorptionsspektren bestimmt werden – die Untersuchung der *Fraunhofer*linien wurden eine der wesentlichen Grundlagen der modernen Astronomie.

Bunsen studierte auch die Lichtwirkung der zerlegten Strahlung auf chemische Reaktionen und auf das Pflanzenwachstum. Die Liste von *Bunsens* Schülern in Heidelberg liest sich wie das Prominentenverzeichnis der chemischen Forschung: *Erlenmeyer* und *Roscoe*, *von Baeyer* und *Meyer*, *Ladenburg* und *Landolt*, *Auer von Welsbach* und *Beilstein*. Noch länger ist die Liste der modernen Analyseverfahren, die auf *Bunsens* und *Kirchhoffs* Methode der Spektralanalyse beruhen. Sie reicht von der Atomabsorptionsspektroskopie (AAS) und der Atomemissionsspektroskopie (AES, OES) mit induktiv gekoppeltem Plasma (ICP) oder Mikrowellen-Plasmafackel (MPT-AES) über die Gamma-, Elektronen- und Röntgenspektroskopie (XRS) als Röntgenfluoreszenzanalyse (RFA) oder Röntgenbeugung (XRD) bis hin zu molekülspektroskopischen Verfahren wie der Infrarot- und Kernresonanzspektroskopie (IR, NMR), der UV/VIS-Spektroskopie zur Analyse farbiger Substanzen und der Laserinduzierten Fluoreszenz (LIF).

Die Spektralanalyse des Lichts der Sonne ermöglichte es, dort das Element Helium zu entdecken, noch bevor man es auf der Erde finden konnte. Selbst die Bestimmung der Radialgeschwindigkeit, der Magnetfeldstärken, der Temperaturen und Zusammensetzung von Fixsternen wurden zu gängigen Verfahren in der Astrospektroskopie. Mit Hilfe der „Spektralapparate“ ließen sich die Sterne in Gruppen einteilen (in Blaue und Rote Riesen, in Rote, Gelbe, Weiße und Braune Zwerge). Zum Beispiel wurde es messbar, dass im Universum auf jeweils 1 Billion Wasserstoffatome etwa $10^{8,6}$ Kohlenstoffatome kommen, aber nur $10^{0,7}$ Gold- und $10^{0,3}$ Silberatome – und dass die Supernova SN 2006gy in der Galaxie NGC 1260 rund 150 Sonnenmassen besaß, wovon sie bei ihrer Explosion etwa zwanzig Sonnenmassen Nickel in das Universum geblasen hat.



Abb. 66: Das Wintersternbild Orion; spektroskopische Messungen des Orionnebels unter den „Gürtelsternen“ zeigen, welche von den im Weltall verstreuten chemischen Elementen hier auftreten

6.4.8 L. Meyer und Mendelejew – eine periodische Gesetzmäßigkeit (1873/69)

1864 gab es in Englands Zuckerindustrie einen Industriechemiker, der ein Problem hatte. Er hatte sich, wie man sagte, lächerlich gemacht. Der Zuckerchemiker behauptete, er habe das „Gesetz der Oktaven“ entdeckt, als er die damals rund 60 bekannten Elemente nach steigender Atommasse angeordnet hat. Ihre chemischen Eigenschaften, so *John A. R. Newlands* (1837-1898), würden sich in jeder achten Position wiederholen wie die bei den Tönen in den Oktaven der Musik. Seine Zeitgenossen fanden das lächerlich, und seine Anordnung enthielt auch noch Fehler wie den, dass er zum Beispiel Eisen in gleiche Gruppe wie Sauerstoff und Schwefel eingeordnet hatte. Fünf Jahre später kamen Nachrichten aus Russland und Deutschland, die seine Kritiker verstummen ließen.

In Russland behauptete ein Chemiker, der im Auftrag der Regierung Ölfelder in Aserbaidschan besichtigte, er habe bei der Beschäftigung mit den chemischen Elemente eine „periodische Gesetzmäßigkeit“ entdeckt und eine Vorhersage von drei neuen Elementen gemacht. Dieser *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (russ.: ДмитрийИвановичМенделѣвъ, *Dmitrij Ivanovič Mendeleev*, 1834-1907) war ein Mann, der sich, so sein Kollege *Paul Walden*, der ihn in St. Petersburg kennengelernt hatte, „in allem als ein betonter Kernrusse“ gab, „mit einem Vollbart und langem Haupthaar bei einer gedrungenen Gestalt und stoßweisen Sprechart“ wie ein Pope, brüsk gegenüber jüngeren Kollegen und leidenschaftlich in seiner Kritik an dem aus Deutschland kommenden chemischen Gedankengut (er hatte bei *Bunsen* studiert), ins Besondere an der der zeitgenössischen neueren Chemie von *Ostwald*, *Arrhenius* und *van't Hoff*. Zum Friseur ging er einmal pro Jahr.

Mendelejew hatte es nicht leicht. Der heute als (Mit-)Entdecker des Periodischen Systems der Elemente (PSE) bekannte Sohn eines erblindeten, sibirischen Lehrers kam 1834 als jüngstes von insgesamt 14 oder 17 Kindern der Familie auf die Welt. Der Vater starb früh, Mutter *Maria Dmitrijewna Mendelejewa* (geb. *Korniljewa*) kam in Geldnot und führte dann eine Glasfabrik ihrer Familie. Das Elternhaus wurde zum geistigen Zentrum der Stadt. Hier trafen sich viele nach Sibirien verbannte Intellektuelle. *Mendelejew* war als Kind frühbegabt und ging 1841 bis 1849 zum Gymnasium in Tobolsk. Seine Noten waren miserabel, ins Besondere in Fremdsprachen und Latein, und zur Abiturfeier verbrannte er mit Klassenkameraden seine Lateinbücher. Es ging nach Petersburg, danach wurde er Oberlehrer in Simferopol auf der Krim und, als die Schule wegen des Krimkrieges dicht gemacht wurde, nach Odessa. Zurück in Petersburg wurde er 1857 Privatdozent und konnte 1860/61 mit einem Auslandsstipendium nach Heidelberg.

Hier traf er *Bunsen* und *Kirchhoff* und hörte auf dem Chemikerkongress 1860 in Karlsruhe, dass *Stanislaò Cannizzarro* seine Ideen zu Atomgewichten bekannt machte. Auch *Lothar Meyer* (1830-1895) hörte davon. Sowohl *Meyer* als auch *Mendelejew* fingen Feuer. Begeistert befasste sich *Mendelejew* mit der Bestimmung von Atomgewichten und ließ sich in die Spektroskopie einführen. Aber er blieb ein Eigenbrötler: Seine empfindlichen Experimente wollte er nicht in dem mit anderen geteilten Labor von *Bunsen* ausführen, ihn störten die giftigen Dämpfe. Also notierte er Elementnamen, Atomgewichte und weitere, bekannte Eigenschaften auf Kärtchen. Irgendwann nach seinem langwierigen Puzzelspiel mit



Abb. 67: *Mendelejew* in seinem Arbeitszimmer

diesen Kärtchen kann dann im Schlaf der zündende Einfall: Bei jedem einwertigen Element (sie bilden Oxide mit der Summenformel R_2O) begann er eine neue Tabellenzeile. Nun standen alle Elemente mit ähnlichen Eigenschaften direkt untereinander. Die periodische Wiederholung der Elementeneigenschaften fand sich übersichtlich in einer Tabelle wieder. Zu Ehren des Entdeckers wird das Periodensystem in Russland noch heute als „*Tabliza Mendelejewa*“ bezeichnet (Zudem wurde er 1955 im Periodensystem selbst verewigt: Element Nr. 101 erhielt den Namen Mendelewium (Md). Es ist allerdings derart radioaktiv, dass die Hälfte einer Probe des langlebigsten Isotops ^{258}Md bereits nach 51,5 Tagen zerstrahlt ist).

Von den 1940er Jahren an analysierte *B. M. Kedrov* (1903-1985) die umfangreichen Archivmaterialien *Mendelejews* und veröffentlichte sie 1958 in seinem Buch „Der Tag der großen Entdeckung“. *Kedrov* schrieb, das Periodensystem sei ihm am 17. Februar 1869 als plötzlicher Einfall gekommen. Andere Geschichtsschreiber halten es für eine Entwicklung, die schon in früheren Arbeiten von *Mendelejew* begonnen hatte.

Reihen	Gruppe I. — R_2O	Gruppe II. — RO	Gruppe III. — R_2O_3	Gruppe IV. RH^4 RO_2	Gruppe V. RH^3 R_2O_5	Gruppe VI. RH^2 RO_3	Gruppe VII. RH R_2O^7	Gruppe VIII. — RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	

Abb. 68: *Mendelejews* Periodensystem – in Gruppe 8 finden sich Eisen- und Platinmetalle. Die Gruppe der Edelgase war noch unbekannt.

Mendelejew sammelte auch Mineralien und versuchte, die von seiner Theorie vorhergesagten, neuen Elemente zu entdecken. Sie sollten dem Aluminium und dem Silizium ähneln und Atomgewichte zwischen 65 und 75 aufweisen. Die Entdeckung dieser beiden Elemente „Eka-Aluminium“ und „Eka-Silizium“ gelang jedoch erst 1875 und 1886. Sie wurden Gallium und Germanium genannt.

Mendelejew wandte sich 1872 einem neuen Forschungsgebiet zu, den physikalischen Eigenschaften von Gasen. Er gilt zudem als Vater der russischen Ölindustrie und war 1876 reiste er im Auftrag der russischen Regierung in Pennsylvania, USA. Er suchte Verbesserungen im Bergbau (Kohle im Donezbecken, Eisenerz im Ural) und kam so mit den *Nobel*-Brüdern in Kontakt. Anders als bei seinen Kollegen waren in seinen Vorlesungen seit den 1860er Jahren auch Frauen zugelassen. Er förderte die erste Doktorandin in Chemie und stritt mit der zaristische Bürokratie gegen politische Repressionen. Auf Bahnreisen reiste er stets dritter Klasse und trat 1890 als Professor aus Protest gegen die Einschränkung der universitären Autonomie zurück. 1893 wurde er Direktor des Russischen Amts für Maße und Gewichte. Er führte in Russland das metrische System ein und empfahl dem Kriegs- und Marineministerium die Einführung des rauchlosen Schießpulvers (ein von ihm erfundenes Pyrocollodium).

Der deutsche Arzt *Julius Lothar Meyer* (1830-1895) gilt als Mitbegründer des Periodensystems. 1860 nahm er am ersten großen Chemikertreffen in Karlsruhe teil. Er erfuhr von wichtigen Grundbegriffen der Chemie, wie Atom und Molekül. Daraufhin verfasste er 1864 sein Buch „Die modernen Theorien der Chemie“ als Lernhilfe für die Studenten. 1869 erfuhr er von *Mendelejew's* Idee und ordnete die Elemente der heutigen Hauptgruppen in Perioden zu sechs Gruppen an, sortiert nach Atomgewicht und Wertigkeit. 1882 erhielt er dafür die *Davy*-Medaille der britischen *Royal Society*, zusammen mit *Dmitri I. Mendelejew*.

Die Ordnung der Elemente im Periodensystem (PSE) wurde 1913 als richtig bewiesen. *H. G. J. Moseley* entdeckte einen Zusammenhang zwischen der Ordnungszahl des jeweiligen Elementes im PSE und der Frequenz einer Spektrallinie seiner charakteristischen Röntgenstrahlung. Das *Moseley's*che Gesetz zeigte sogar, dass eigentlich nicht die Atommasse, sondern die Ordnungszahl (Kernladungszahl) der Elemente die richtige Reihenfolge der Elemente im PSE herstellt. Argon musste mit Kalium, Cobalt mit Nickel sowie Tellur mit Iod die Platzierung gegenüber der Massenreihenfolge tauschen – *Moseley* konnte die Reihenfolge experimentell festlegen und gleichzeitig die exakte Anzahl der damals noch bestehenden Lücken im PSE vorhersagen: Die noch unbekanntenen Elemente wurden allesamt später entdeckt (Auch spätere Erkenntnisse der atomaren Strukturen wie „*Pauli*-Prinzip“ und „*Orbitalmodell*“ lieferten weitere Beweise für die Periodizität. Doch mehr dazu im Folgenden).

	I	II	Nebengruppenelemente (Gruppen: IIIA bis IIA)										III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H	□ "s-Block"		□ "d-Block"										□ "p-Block" □						He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg	*□f-Block										Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra	Ac*	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		

**Lanthanoide/Actinoide (Seltene Erden)*

Abb. 69: Das Periodensystem (PSE) in heutiger Form (Instabile, d. h. radioaktive Elemente wurden grau geschrieben, die Bezeichnungen „s,p,d,f-Block“ entstammen dem Orbitalmodell).

Folgende Grundregeln gelten in der Chemie in Bezug auf die Elemente und das PSE:

1. Die nach der Kernladungs- bzw. Ordnungszahl im Periodensystem der Elemente PSE aufgereihten Elemente zeigen eine Periodizität in ihren Eigenschaften und ihrem Verhalten.
2. Die Anordnung der Elemente oder Gruppen von Elementen entspricht ihrer chemischen Wertigkeit

6.4.9 V. Meyer, Dumas, Raoult und van't Hoff

–die Bestimmung Molarer Massen (1878 / 1884/85)

Wie bestimmt man die Masse eines Moleküls? 1878 erdachte Victor Meyer (1848-1897) eine Methode, diese Bestimmung vorzunehmen. Er war ab 1872 Nachfolger von Wislicenus in Zürich und ab 1889 von Bunsen in Heidelberg. In seiner Züricher Lehrzeit entwarf er 1878 den Victor-Meyer-Apparat zur Bestimmung der Molaren Masse M einer verdampfenden Flüssigkeit über das allgemeine Gasgesetz. Er konnte sie bestimmen, indem er ein Verdampfungsrohr nahm, in dem unten ein Heizbad mit Wasser dazu diente, Stoffe zu verdampfen, die unter 100 °C sieden. Oben an die Apparatur schloss er eine Vorrichtung aus Gasbürette zum Auffangen und Abmessen des Gases an (in einer pneumatischen Wanne oder im Kolbenprober). Die genau abgewogene Substanz mit der Masse m wog er genau ab und gab sie in die Apparatur. Das Volumen V der verdampften Substanz verdrängte ein entsprechendes Luftvolumen, das mit Hilfe der Auffangvorrichtung bestimmt wurde. Mit der allgemeinen Gaskonstante R , der Temperatur T des aufgefangenen Luftvolumens (in der Regel die Umgebungstemperatur) und der Druck p (der nach Druckausgleich herrschende Luftdruck) konnte er dann die molare Masse M über die Gleichung $M = m \cdot R \cdot T / (p \cdot V)$ berechnen.

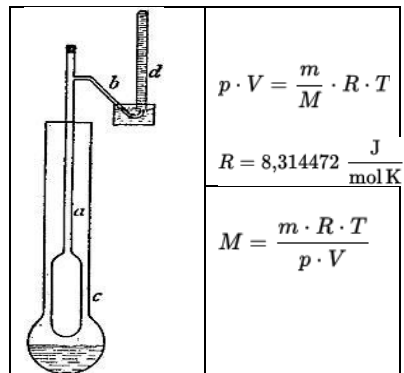


Abb. 70: Die historische Apparatur von Victor Meyer und die zur Molmasse-Berechnung erforderlichen Formeln

Dumas ersann eine ähnliche Bestimmungsmethode (in einem Glaskolben mit Glasspitze), Bunsen eine Methode über die Ausströmzeit von Gasen. Raoult nutzte die Gefrierpunktniedrigung („Kryoskopie“) und die Siedepunktserhöhung („Ebullioskopie“) durch gelöste Teilchen und van't Hoff 1885 den osmotischen Druck gelöster Stoffe (er gehorchte, wie bereits erwähnt, den gleichen Gesetzmäßigkeiten wie der Gasdruck). Molekulargewichtsbestimmungen und Molekülgrößen von gelösten Stoffen wurden messbar.

Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923) kam 1890 auf eine Idee, wie man die etwaige Größe eines einzelnen Moleküls bestimmen könnte. Wenn die Moleküle eines Stoffes leicht gegeneinander verschiebbar sind, so müssten sich auf einer ebenen Fläche nebeneinander legen. Wenn diese Schicht nur so hoch wie ein einziges Molekül ist, so könnte man aus dem Volumen dieses Stoffes bei gegebenem Durchmesser der monomolekularen Schicht auf deren Höhe schließen. Sie entspräche dann dem Durchmesser der Moleküle.

Der nach diesem Denkanstoß vorgenommene Ölfleckversuch wird ganz einfach in einer vorher mit Spiritus gesäuberten Wanne durchgeführt. Man nimmt eine Mischung aus Ölsäure ($\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$) und Hexan (C_6H_{14}) etwa im Verhältnis von 1 : 2000 und füllt destilliertes Wasser maximal 1 cm hoch in die Wanne. Dann wird eine Schicht Bärlappsporen gleichmäßig und möglichst dünn auf die Wasseroberfläche gestreut und ein Tropfen der Ölsäurelösung wird in der Mitte auf die Wasseroberfläche aufgebracht. Wenn sich der Tropfen ausgebreitet und die Bärlappsporen zurückgedrängt hat, verdunstet das Hexan und der Durchmesser des Ölflecks wird bestimmt. Anschließend wird das Volumen eines Tropfens der Lösung abgemessen, indem man eine große, abgezählte Menge von Tropfen aus einer Messpipette fallen lässt und das verbrauchte Gesamtvolumen abmisst. Aus dem Volumen V_T eines Tropfens berechnet man dann 1:2000 das Ölsäurevolumen $V_{\text{Öl}}$.

Der Flächeninhalt A des verbleibenden Ölflecks wird bestimmt, um über die Formel für den Flächeninhalt einer Ellipse $a \cdot b \cdot \pi$ bzw. eines Kreises $r^2 \cdot \pi$ die Dicke d der Ölsäureschicht unter der Annahme einer Zylinderform des Ölsäureflecks zu berechnen ($V = d \cdot r^2 \cdot \pi$). Nimmt man vereinfacht an, dass das Ölsäuremolekül würfelförmig sei, so gibt die Schichtdicke die Kantenlänge des Moleküls wieder.

Da die Ölsäuremoleküle $C_{17}H_{33}COOH$ aus 54 Atomen bestehen, kann man sogar den etwaigen mittleren Atomdurchmesser unter der Annahme berechnen, dass auch die Atome würfelförmig und alle gleich groß sind. Und da das Volumen eines Mols V_m durch die Division der Molaren Masse M durch die Dichte ρ der Ölsäure zu $0,89 \text{ g/cm}^3$ errechnet werden kann, kommt man über den Quotienten aus dem Volumen eines Mols durch das Volumen eines Moleküls auch auf die *Loschmidtsche* Zahl N_L , die die Anzahl der Moleküle je Mol Ölsäure angibt (Dabei gilt: Aus 54 Atome je Molekül folgt:

$$d_A^3 = 1/54 \cdot d_M^3 \quad \text{und} \quad d_A = \sqrt[3]{\frac{d_M^3}{54}}.$$

Das Molvolumen ist $V_m = M / \rho$ und aus dem Molvolumen dividiert durch das Volumen eines Moleküls folgt: $N_L = V_m / d_M^3$ und $N_L = M / (d_M^3 \cdot \rho) \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

6.4.10 *Guldberg, Waage und van der Waals*

– *Massenwirkungsgesetz und Gasverflüssigung (1864/73/77)*

Die beiden Norweger *Cato Maximilian Guldberg* (1836-1902) und sein Schwager *Peter Waage* (1833-1900) befassten sich mit Wein. *Waage* entwickelte hierzu ein „Ebulliometer“ (von lat. *ebullire* = hervorsprudeln), das sich hervorragend zur Alkoholbestimmung des Weines eignete (Alkoholometrie über die Ebullioskopie unter Ausnutzung von *Raoult's* Gesetz). 1864 entdeckten die Beiden bei der Untersuchung von Gleichgewichtsreaktionen (Symbol: \rightleftharpoons) ein „Gesetz der chemischen Massenwirkung“, das heute auch als Massenwirkungsgesetz (MWG) bezeichnet wird. Vereinfacht gesagt stellten sie fest, dass bei Reaktionen, die gleichzeitig vor- und rückwärts laufen, der Quotient aus der Konzentration der Reaktionsprodukte und dem der Konzentration der Ausgangsstoffe einen für die betrachtete Reaktion konstanten und charakteristischen Wert hat. Diese Gleichgewichts- oder Massenwirkungskonstante K_{MWG} hat für jede einzelne chemische Gleichgewichtsreaktion einen unter gegebenen Bedingungen spezifischen Wert. Er kann nur über die äußeren Bedingungen (z. B. Temperatur oder Druck) beeinflusst werden. Das ist von enormer Bedeutung. Mit dieser Erkenntnis ließen sich fortan fast alle Reaktionen so steuern, dass die Produktausbeute auch dann gesteigert werden konnte, wenn sie unter normalen, anfänglichen Bedingungen nicht genug Reaktionsprodukt lieferten. Gleichgewichtslage, Reaktionsgeschwindigkeit, Druck-, Temperatur-, Licht und Katalysatoreinflüsse und Reaktionswärme sind Größen, die über das MWG berechnet werden. Basischemikalien, Kunst- und Farbstoffsynthesen, Lösemittel und Speziallösungen – fast jedes großtechnische, chemische Produktionsverfahren wird heute über solche Berechnungen gesteuert und optimiert. Mit Hilfe des MWGs und des hieraus abgeleiteten „Prinzips vom kleinsten Zwang“ von werden diese ermittelt. Das Prinzip *Le Chatelier* lautet:

Übt man auf ein System, das sich im chemischen Gleichgewicht befindet, einen Zwang durch Änderung der äußeren Bedingungen aus, so stellt sich infolge dieser Störung des Gleichgewichts ein neues Gleichgewicht, dem Zwang ausweichend, ein.

(Prinzip vom kleinsten Zwang)

Siedende Flüssigkeiten und kondensierende Gase und Dämpfe sind solche Gleichgewichte: Bei Siedetemperatur und –druck kondensiert der Dampf zur Flüssigkeit, und die siedende Flüssigkeit verdampft wieder. Diese Aggregatzustandsänderungen wurden in der 2. Hälfte des 19. Jahrhunderts von *Johannes Diderik van der Waals* (1837-1923) untersucht. Er kam aus Leiden in den Niederlanden, durfte ohne Abitur ein Studium beginnen und wurde Lehrer in Deventer. 1866 ging er nach Den Haag, wurde dort Schuldirektor und beendete sein Physikstudium, so dass er eine Professur in Amsterdam bekam. Dabei entdeckte er die Ursache der Anziehungskräfte zwischen Atomen und unpolaren Molekülen – die *van-der-Waals*-Kräfte. Stubenfliegen und Geckos nutzen die *Van-der-Waals*-Kräfte zum Beispiel, um auch ohne Saugnäpfe oder Klebstoff an glatten Flächen haften zu können. Ihrer Füße sind voller feinsten Härchen, und obwohl jedes Härchen nur eine winzige Anziehungskraft ausüben kann, reicht die Summe der Kräfte dennoch dafür aus, dass das Tier kopfunter an Glasscheiben oder Zimmerdecken laufen kann (Bei einem Gecko beträgt die Summe der *Van-der-Waals*-Kräfte z. B. rund 40 Newton). Bei gesättigten Kohlenwasserstoffen bewirken diese Kräfte, dass ihr Siedepunkt mit zunehmender Molarer Masse ansteigt. Auch die zunehmende Ketten- bzw. abnehmende Kugelform von Molekülen erhöht den Siedepunkt, weil Kugeln bei gegebenem Volumen die kleinstmöglichen Oberflächen aufweisen (So siedet das Gas 2,2-Dimethylpropan C_5H_{12} mit fast kugelförmigen Molekülen bei 9,5 °C, das gleichschwere, aber längliche Molekül von *n*-Pentan C_5H_{12} bei 36,1 °C).

Die Existenz dieser zwischen den Teilchen wirkenden Anziehungskräfte ermöglichte es daher auch, Gase zu verflüssigen – und zwar umso leichter, je höher deren Molare Massen waren. Größere Moleküle üben größere Anziehungskräfte aufeinander aus. Dabei bemerkte er 1873 eine Kontinuität zwischen den flüssigen und dem gasförmigen Zustand – sie basieren auf dem gleichen, physikalischen Prinzip. Er konnte dies in Form einer mathematischen Gleichung formulieren. Sie beschrieb das Verhalten realer Gase besser als die bisherige, allgemeine Gasgleichung $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ für ideale Gase, die man aus Gasgesetzen von *Boyle*, *Mariotte* und anderen abgeleitet hatte. Die *van-der-Waals*-Gleichung, die ihm 1910 den Nobelpreis einbrachte, enthält zwei zusätzliche Rechengrößen *a* und *b*:

$$p = \frac{RT}{V_m - b} - \frac{a}{V_m^2} \Leftrightarrow \left(p + \frac{a}{V_m^2} \right) (V_m - b) = RT .$$

Die beiden Größen *a* und *b* berücksichtigen die abstoßenden und die anziehenden Kräfte zwischen den Gasteilchen. Sie sind charakteristisch für das jeweilige Gas. Das führte zu tieferem Verständnis der Stoffeigenschaften, in denen die realen Gase vom idealen Gas abweichen. Zum Beispiel wurde nun berechenbar, wie Gase sich verflüssigen können.

Technisch verwirklichen ließ sich die erste Verflüssigung permanenter Gase 1877. Der Schweizer Physiker *Raoul Pierre Pictet* (1846-1929) mit dem Forschungsschwerpunkt Tieftemperaturphysik war 1869 als Sekretär des Schweizer Gesandten bei der Eröffnung des Suezkanals. Er arbeitete 1871 für drei Jahre in Ägypten, kehrte dann nach Genf zurück und wies nach, dass Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff unter hohem Druck und bei tiefen Temperaturen flüssig und sogar fest werden können. Seine Pariser Veröffentlichung 1878 mit dem Titel *Mémoire sur la liquéfaction de l'Oxygène, la liquéfaction et la solidification de l'hydrogène et sur les théories des changements des corps* beschreibt diesen Vorgang. Schon bald war er auch unternehmerisch tätig: Er produzierte und vertrieb seine Kältemaschinen. 1881 beschrieb er in seiner Patentschrift „Neuerungen an Schiffskörpern“ zudem erstmals das Prinzip des Gleiters (Überwindung des Wellenwiderstandes). *Pictet* lebte ab 1886 in Berlin und starb 1929 in Paris. Weitere Versuche mit tiefkalten Temperaturen führten dazu, dass der Schotte *William Ramsay* (1852-1916) 1894 bei der Luftverflüssigung das Edelgas

Argon entdeckte. 1895 gelang Dewar die erste Verflüssigung von Wasserstoffgas, und Ramsay fand in Erdgas erstmals irdisches Helium. Die industrielle Luftverflüssigung begann ebenfalls in diesem Jahr (mit von Linde), und 1898, drei Jahre später, fand Ramsay bei weiteren Luftverflüssigungen die Edelgase Krypton, Xenon und Neon (in dem gleichen Jahr, in dem Marie Curie im Uranerz Pechblende die Elemente Radium und Polonium entdeckte – Becquerel hatte 1896 entdeckt, dass diese Uranerze „radioaktive“ Strahlung aussenden konnten).

Ramsay erhielt 1904 den Chemie-Nobelpreis. Er hatte, fast im Alleingang, eine ganz neue, achte Hauptgruppe im Periodensystem entdeckt, die Edelgase Helium, Neon, Argon, Krypton und Xenon, hieraus grundlegende Ideen zum Atombau der Elemente entwickelt und eine chemische Synthese für Pyridin entwickelt (aus Cyanwasserstoff und Acetylen). Bei seinen zusammen mit Frederick Soddy unternommenen Experimenten mit Radiumsalzen bemerkte er, dass bei deren radioaktivem Zerfall Heliumgas entwich. War der Traum der alten Alchemisten wahr geworden, dass sich Atome in andere Atome umwandeln ließen? Rutherford und Soddy vermuteten daraufhin, die Umwandlung sei mit Radioaktivität verbunden und die Strahlung habe also wohl eine Masse. Ramsay nahm an, der Atomkern sei ein positives Ion und das Elektron könne auch unabhängig von ihm existieren (Von Helmholtz hatte 1881 die „Atomstruktur“ der Elektrizität entdeckt und Stoney hatte das hypothetische Teilchen der negativen Ladung „Elektron“ genannt).

Ramsay hielt die Chemie für die volkswirtschaftlich wichtigste Basis eines Landes: „Das Land und das Volk, welches den anderen in der Chemie überlegen ist, wird auch das erste an Reichtum und allgemeinen Wohlstand sein“. Bei seinen Arbeiten bekam er leider radioaktive Strahlung ab, erkrankte an einem Nasenkrebs und starb daran 1916.

6.4.11 Arrhenius und die Elektrolyten (1887)

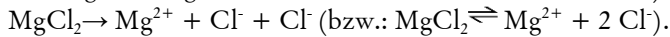
Warum sind Salzteilchen bei der Ermittlung Molarer Massen M über eine Kryoskopie, Ebullioskopie oder den osmotischen Druck eigentlich scheinbar genau zwei oder drei Mal leichter als wenn man M über chemische Reaktionen bestimmt? Der Schwede Svante August Arrhenius (1859-1927) zerbrach sich über diese Frage (fast) den Kopf. Van't Hoff nämlich hatte bei der Messung der Dampfdruckerhöhung und der Gefrierpunktserniedrigung festgestellt, dass Säuren, Basen und Salzen diese Abweichungen zeigten, die in ihrer molekularen Zusammensetzung lagen. Abegg zeigte durch genaue Messungen von wässrigen Rohrzucker- und Kaliumchloridlösungen, dass das Salz Kaliumchlorid KCl tatsächlich in die von Arrhenius vermuteten Ionen dissoziiert sein musste. Die Dissoziationswerte aus Gefrierpunktserniedrigungen stimmten bei gleichen Konzentrationen gut mit den gemessenen Leitfähigkeiten überein. Als Arrhenius von van't Hoffs Messergebnissen erfahren hatte, fertigte er 1887 einen kurzen Artikel zur Darlegung einer Theorie an, die dieses Phänomen erklärte. Seine Dissoziationstheorie besagte, dass in Wasser gelöste Salze, Säuren und Laugen in Form von elektrisch geladenen Teilchen vorliegen, den Ionen. Das ist der Grund dafür, warum Mineralwasser-Analysen auf den Etiketten guter Tafelwässer keine Salze, sondern nur Kationen und Anionen aufführen: Salze zerfallen im Wasser in Ionen. Oft tun sie das jedoch nicht vollständig sondern nur – je nach Konzentration – zu einem bestimmten Prozentsatz (Arrhenius prägte hierfür das Wort Aktivitätskoeffizient).

Streusalz zum Beispiel ist oft ein Gemisch. Es enthält Magnesiumchlorid $MgCl_2$. Damit taut es Eis schneller auf als reines Kochsalz (NaCl). Ein Mol $MgCl_2$ kann nämlich in drei Ionen zerfallen (ein Magnesium- und zwei Chlorid-Ionen), Natriumchlorid hingegen nur in zwei Ionen: Ein Na^+ - und ein Cl^- Ion. Arrhenius ist der Forscher, der die Ursache

dafür entdeckt hatte, dass ein magnesiumchloridhaltiges Streusalz ein besseres Taumittel ist als reines Kochsalz: Es senkt den Gefrierpunkt auf Grund seiner höheren Ionenzahl stärker herab: Der Vorgang des Zerfalls von Salzen in wässriger Lösung in einzelne Ionen wird als elektrolytische Dissoziation bezeichnet (von lat. *dis*, auseinander und *socius*, der Bundesgenosse bzw. *dissociare*, trennen). Im Fall dieser beiden Salze schreibt man:



(unter Einbezug der möglichen Rückreaktion: $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$) und:



Es entstehen also 2 Mol Ionen pro Mol NaCl-Salz, aber 3 Mol Ionen pro Mol MgCl₂-Salz.

In hochverdünnten Lösungen sind alle Salze, Säuren, Basen vollständig in Ionen dissoziiert. Bei konzentrierten Lösungen ist der Aktivitätskoeffizient kleiner als 1, d. h., nur einige Teilchen sind in Ionen dissoziiert. Jedem Ion in einem Salz, so *Arrhenius*, kommt zudem ein besonderer, individueller Leitfähigkeitscharakter zu. Dieser ist bei Salzmischungen für jedes einzelne Ion messbar.

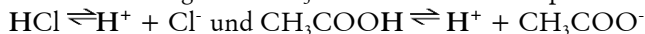
Salze, Säuren und Laugen zerfallen beim Lösen in einzelne Ionen (Elektrolytische Dissoziation in elektrisch positiv geladene Teilchen, die Kationen, und in elektrisch negativ geladene Teilchen, die Anionen).

Die elektrolytische Dissoziation einer Verbindung AB bzw. A_nB_m verläuft nach folgendem Schema: $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A}^+ + \text{B}^-$ bzw. bei mehrfach geladenen Ionenverbindungen nach: $\text{A}_n\text{B}_m \rightleftharpoons n \text{A}^{m+} + m \text{B}^{n-}$ (Für Ionen mit den Ionenladungen *m+* und *n-*).

Arrhenius definierte über diese Theorie 1887 auch die Begriffe „Säure“ und „Base“ neu:

Eine Säure ist ein Stoff, der in wässriger Lösung Protonen H⁺ abgibt.

Säuremoleküle zerfallen also in Wasserstoffionen H⁺ und Säurerest-Ionen. Bei der Salzsäure HCl und der Essigsäure CH₃COOH sind die entsprechenden Reaktionsgleichungen:



In wässriger Lösung reagiert das Wasserstoffion (Proton) mit Wasser:



Lavoisier hatte festgestellt, dass Laugen Säuren neutralisieren können. *Arrhenius* definierte die Basen als „Gegenspieler“ ebenfalls auf Grund seiner Dissoziationstheorie neu:

Eine Base ist ein Stoff, der in wässriger Lösung Hydroxidionen OH⁻ abgibt (welches dann bei einer Neutralisation Protonen aufnimmt: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$; Laugen sind wässrige Lösungen von Basen).

Ein Mann wie *Arrhenius*, der schon als Dreijähriger lesen konnte, blieb natürlich nicht nur auf einem Gebiet aktiv. Ein weiteres Forschungsthema war für ihn 1889 die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit durch die Temperatur und die Konzentrationen der beteiligten Ionen. Also kontrollierte er ihre jeweilige Konzentration durch Leitfähigkeitsmessungen. Dabei entdeckte er, dass die Temperatur die Reaktionsgeschwindigkeit von Ionen exponentiell beeinflusst. Das Ergebnis formulierte er in Form einer Gleichung (Die *Arrhenius*-Gleichung zeigt die Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeitskonstante *k* von der Temperatur *T* in Form einer Exponentialfunktion).

Die Methoden zur Untersuchung von Leitfähigkeiten und Molaren Massen probierte er gemeinsam mit Kollegen wie *vant't Hoff*, *Ostwald* und *Boltzmann* aus.

6.4.12 Ostwald – Katalysatoren und Konstanten für Säuren (1894)

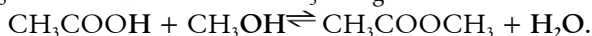
Friedrich Wilhelm Ostwald (russ.: ВильгельмФридрихОствальд; 1853-1932) erforschte Katalysatoren. In Riga konstruierte er zunächst Laborgeräte: ein Gerät zur Messung der Zähflüssigkeit (Viskositätsmessung im Viskosimeter), ein Gerät zur stufenlosen Einstellung elektrischer Widerstände (den Rheostaten) und eines zur Regulierung von Temperaturen (den Thermostaten). Der Einzug elektrischer Geräte in die Labortechnik ab dem Ende des 19. Jahrhunderts begann. Die Labore erhielten elektrische Rührer, Schüttler, Mühlen und Pumpen. Die persönliche Überwachung



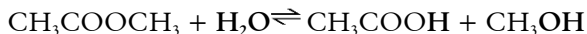
Abb. 71: Labor eines chemischen Institutes um die Jahrhundertwende (1906, Leipzig)

vieler lang andauernder Prozesse war nicht mehr so intensiv erforderlich wie bisher, den viele Geräte erleichterten die Arbeit und mit Thermostaten und Rheostaten kamen nun auch gesteuerte Geräte auf, deren zeitlicher Ablauf programmierbar wurde.

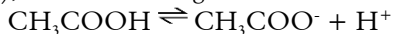
Ostwald untersuchte mit Hilfe von Leitfähigkeitsmessungen, wie die Reaktion zwischen dem Stoff Methylazetat und Lösungen von Säuren in Wasser verlief. Methylazetat ist eine leicht entzündliche, wasserlösliche Flüssigkeit, die als Lösemittel in Farben, Lacken und Klebstoffen eingesetzt werden kann. Sie wird durch Kochen von Essigsäure CH_3COOH mit Methanol CH_3OH gewonnen:



Das mitentstehende Wasser (hier in der Reaktionsgleichung in Fettdruck markiert) wird aus dem Reaktionsgleichgewicht entfernt. Diese Art von Nutzung des Massenwirkungsgesetzes erhöht die Produktausbeute an Methylazetat, das auch als Essigsäuremethylester bezeichnet wird (Formel: $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$). *Ostwald* untersuchte, wie die Reaktion unter Einfluss von Säuren auch rückwärts ablaufen kann:

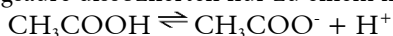


Die hierzu erforderliche Säure stellt dem reagierenden System Protonen H^+ zur Verfügung, aber das Produkt Essigsäure kann ebenfalls H^+ -Teilchen abgeben (elektrolytische Dissoziation), die die Leitfähigkeit des Gemisches erhöhen:



Bei seinen Leitfähigkeitsmessungen („Konduktometrie“) mit verschiedenen Säuren und Salzen ermittelte *Ostwald* je nach Art und Konzentration der Lösung verschiedene Proportionalitätskonstanten, die er als Affinitätskonstante bezeichnete (Sie heißen heute Säure- und Basekonstanten bzw. K_S - und K_B -Werte). Seine Ergebnisse gingen in das spätere *Ostwaldsches Verdünnungsgesetz* ein (1888). Es gibt den Dissoziationsgrad α von schwachen Säuren bzw. Elektrolyten KA an, der mit der Dissoziationskonstante K_D nach dem Massenwirkungsgesetz und der Konzentration der Anionen $c(\text{A}^-)$ und der Kationen $c(\text{K}^+)$ bzw. $c(\text{H}^+)$ zusammenhängt.

Bei steigender Verdünnung nimmt der Dissoziationsgrad α zu. Organische Säuren wie z. B. Essigsäure dissoziieren nur zu einem kleinen Prozentsatz:



Bei unendlich kleiner Anfangskonzentration c_0 geht er trotzdem gegen 100%. Auch schwache Elektrolyte KA sind bei hinreichender Verdünnung also praktisch vollständig dissoziiert:

$$\text{KA} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{A}^- \quad \text{und:} \quad K_d = \frac{c(\text{K}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{KA})} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot c_0$$

(der Wert $c(\text{KA})$ ist die Konzentration des nicht dissoziierten Elektrolyts KA)

1884 fiel *Ostwald* eine Arbeit des damals noch unbekanntenen *Arrhenius* auf. Er begab sich zu ihm nach Schweden, führte mit ihm Messungen der konzentrationsabhängigen Zähflüssigkeit (Viskosität) durch und notierte sich: „Dem Autor dieser Abhandlungen, die zu dem Bedeutendsten gehören, was auf dem Gebiet der Verwandtschaftslehre publicirt worden ist, kommt nicht nur die Priorität der Publikation, sondern auch die der Idee zu“. Daraufhin formulierten sie die Theorie der elektrolytischen Dissoziation gemeinsam, wurden Freunde und bezogen auch *van't Hoff's* Erkenntnisse über en osmotischen Druck in ihre Überlegungen mit ein.

Ab 1894 erforschte *Ostwald* Vorgänge, bei denen chemische Reaktionen durch Stoffe beeinflusst wurden, die weder Ausgangsstoff noch Reaktionsprodukt waren. Die Säurezugabe zur oben genannten Reaktionsgemisch von Methylazetat mit Wasser erwies sich als erforderlich, damit die Umsetzung zu Methanol und Essigsäure gut ablaufen kann. Dennoch blieb die zugegebene Mineralsäure am Ende stets unverbraucht übrig. Sie beschleunigte die Reaktion, aber änderte die endgültige Lage des Gleichgewichtes nicht. *Berzelius* hatte dieses Phänomen 1835 bemerkt und als Katalyse (von griech. *κατάλυσις* *katalysis*, Auflösung) bezeichnet, wohl in Anlehnung an das Wort Analyse: „Ich werde sie die katalytische Kraft der Körper, und die Zersetzung durch dieselbe Katalyse nennen. Die katalytische Kraft scheint eigentlich darin zu bestehen, dass Körper ihre blosse Gegenwart, und nicht durch ihre Verwandtschaft, die bei dieser Temperatur schlummernden Verwandtschaften zu erwecken vermögen, so dass zufolge derselben in einen zusammengesetzten Körper die Elemente sich in solche andere Verhältnisse ändern ...“. *Ostwald* definierte den Begriff Katalysator neu:

„Katalyse ist die Beschleunigung eines langsam verlaufenden chemischen Vorgangs durch die Gegenwart eines fremden Stoffes.“ (1894)

„Ein Katalysator ist jeder Stoff, der, ohne im Endprodukt einer chemischen Reaktion zu erscheinen, ihre Geschwindigkeit verändert.“ (1905)

Ein Stoff, der die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion erhöht und dabei selbst nicht verbraucht wird. Das ließ sich doch nutzen, um schwierige Reaktionen effektiver durchzuführen! Ab 1900 untersuchte er daher die Verbrennung von Ammoniakgas NH_3 in Gegenwart eines Katalysators. Aus den dabei entstehenden Stickoxiden konnte er Salpetersäure HNO_3 gewinnen – das *Ostwald*-Verfahren zur Salpetersäureherstellung durch die katalytische Ammoniakoxidation an Platindrahtnetzen. Die Säureproduktion begann 1902 – ein wertvoller Rohstoff zur Gewinnung von Nitratdüngern. Schon vier Jahre später gab es eine Anlage, die täglich bereits 300 kg Säure produzierte. Und 1909 den Nobelpreis.

6.4.13 Boltzmann – statistische Mechanik und reversible Vorgänge (1872/77)

Ludwig Eduard Boltzmann (1844-1906) untersuchte, wie umkehrbare mikroskopischen Bewegungen von Teilchen zu unumkehrbaren makroskopischen Prozessen führen.

Clausius hatte um 1855 die Möglichkeit der Umwandlung von Wärme in Arbeit untersucht und festgestellt, dass Wärme nicht ohne sonstige Veränderungen von einem kalten auf einen wärmeren Körper übergehen kann (2. Hauptsatz der Thermodynamik), und 1865 den Begriff Entropie eingeführt. Boltzmann beschäftigte sich nun mit der Umkehrbarkeit (Reversibilität) solcher Vorgänge. Er bemerkte, dass die Zunahme der Entropie ein Maß für die Umkehrbarkeit eines Vorganges ist: Solange die Entropie gleich bleibt, ist der Vorgang umkehrbar, aber wenn sie ansteigt, dann ist eine Umkehrung dieses Vorganges nur noch durch Energiezufuhr von außen möglich. Das Mischen von kaltem und heißem Wasser ist ein Beispiel für einen solchen unumkehrbaren Vorgang, oder von Salz- und Süßwasser. Die Bewegung der einzelnen Teilchen ist nach den Gesetzen der Mechanik in jeder Richtung möglich, unabhängig von einer Zeitumkehr: Zu jeder beliebigen Bewegung eines Moleküls ist auch die Bewegung in umgekehrter Richtung möglich. Aber wie kann aus reversiblen Bewegungen einzelner Teilchen (z. B. Atomen oder Molekülen eines Gases) ein irreversibler Gesamtprozess entstehen? Über diese Frage brütete Boltzmann ein Leben lang. Er versuchte es auch mit statistischen Methoden. Josiah W. Gibbs und James C. Maxwell hatten 1860 die Verteilung der Geschwindigkeiten der Gasteilchen im thermischen Gleichgewicht ermittelt (Boltzmann) und auf beliebige Systeme verallgemeinert (Gibbs). Boltzmann betrachtete 1872 ein Gas im Nichtgleichgewichtszustand und überlegte, ob und wie sich die Verteilung der kinetischen Energie (Bewegungsenergie) durch die Stöße der Moleküle verändert. Der Ansatz, mit „Stoßzahlen“ von Molekülen zu rechnen, brachte ihn zu einem bedeutsamen Ergebnis, der Boltzmann-Gleichung. Sie beschreibt die zeitliche Entwicklung der Verteilungsfunktion mathematisch über eine „Integro-Differentialgleichung“, und mit dem so genannten „H-Theorem“ schaffte er es, den Zweiten Hauptsatz theoretisch zu begründen. 1877 versuchte er es mit Wahrscheinlichkeitstheorien und Kombinatorik. Er stellte fest, dass der Übergang eines Systems zum thermischen Gleichgewicht und die damit verbundene Entropie-Erhöhung einem Übergang entspricht, der von einem unwahrscheinlicheren zu einem wahrscheinlicheren Zustand erfolgt. Die Entropie musste also ein Maß für die Wahrscheinlichkeit sein. Er beschrieb seine Entdeckung so: „Der Anfangszustand wird in den meisten Fällen ein sehr unwahrscheinlicher sein, von ihm wird das System immer wahrscheinlicheren Zuständen zueilen, bis es endlich den wahrscheinlichsten, d. h. den des Wärmegleichgewichts, erreicht hat. Wenden wir dies auf den zweiten Hauptsatz an, so können wir diejenige Größe, welche man gewöhnlich als die Entropie zu bezeichnen pflegt, mit der Wahrscheinlichkeit des betreffenden Zustandes identifizieren.“ (Mathematisch hat Max Planck das später so formuliert: $S = k \bullet \log W$. Die Größe S stellt die Entropie dar, W die „thermodynamische Wahrscheinlichkeit“ und k einen konstanten Wert an Energie pro Temperatur, eine Naturkonstante. Die Boltzmann-Konstante hat immer den gleichen Wert: $1,38064852 \bullet 10^{-23}$ J/K, und die „thermodynamische Wahrscheinlichkeit“ entspricht der Anzahl möglicher „Mikro“-Zuständen des Teilchens, festgelegt durch Ort und Impuls aller Teilchen, die dem „Makro“-Zustand des Gesamtsystems entsprechen, bei Gasen also dem Druck, der Temperatur und dem Volumen).

Vielleicht noch bedeutsamer aber war, dass *Boltzmann* eine theoretische Begründung dafür fand, dass die Strahlungsleistung P eines schwarzen Körpers proportional der vierten Potenz der absoluten Temperatur ist (was *Josef Stefan* 1879 experimentell ermittelt hatte). *Boltzmanns* Begründung für diesen Zusammenhang wurde später von *Lorentz* als die „wahre Perle der theoretischen Physik“ bezeichnet. Die temperaturabhängige Strahlungsleistung P ist die von diesem dunklen Körper abgegebene Strahlungsenergie pro Flächeninhalt und Zeit, und das *Stefan-Boltzmann-Gesetz* $P = \sigma \cdot T^4$ ermöglicht es zum Beispiel, die effektive Temperatur der strahlenden Oberfläche der Sonne zu berechnen, sie beträgt 5777 K. Später beeinflussten *Boltzmanns* Erkenntnisse *Einstein* und *Schrödinger* stark. *Max Planck* leitete um 1900 das Energiespektrum des „schwarzen Strahlers“ mit *Boltzmanns* statistischen Methoden her (er nannte das einen „Akt der Verzweiflung“, denn er hatte *Boltzmanns* statistischen Zugang zur Physik viele Jahre lang abgelehnt). Aber seine Verallgemeinerung des *Stefan-Boltzmann-Gesetzes* half ihm, das „*Plancksche Wirkungsquantum*“ zu beschreiben. Das war die Geburt der Quantentheorie, die die Physik im 20. Jahrhundert revolutioniert hat. *Boltzmann* selbst hatte übrigens immer daran geglaubt, dass (Forscher-)Geist und Wille natürlichen Ursprungs sind: „Erst wenn man einsieht, daß Geist und Wille nicht ein Etwas außer dem Körper, daß sie vielmehr komplizierte Wirkungen von Teilen der Materie sind, deren Wirkungsfähigkeit durch Entwicklung immer vollkommener wird, erst wenn man einsieht, daß Vorstellung, Wille und Selbstbewußtsein nur die höchsten Entwicklungsstufen derjenigen physikalisch-chemischen Kräfte der Materie sind, durch welche Protoplasmabläschen zunächst befähigt wurden, solche Regionen aufzusuchen, die für sie günstiger sind, solche zu vermeiden, die ihnen ungünstig sind, wird einem in der Psychologie alles klar.“ (*Boltzmann* 1903 in: „Über eine These Schopenhauers“, aus: Populäre Schriften, S. 385/396). Auch Philosophie und Biologie waren sein Thema. Seine Thesen und Methoden waren zukunftsweisend für die Quanten- und die Relativitätstheorie, doch er war schwer krank, litt an Depressionen und nahm sich das Leben mit 62 Jahren.



Ludwig Boltzmann

Abb. 72: *Boltzmann* im Alter von 24 (1869)

Auf Chemiker wie *Ostwald* und *Boltzmann* gehen folgende Lehrsätze zurück:

Die Dissoziationskonstante K_d eines Elektrolyten KA für den Vorgang $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$ berechnet sich aus Dissoziationsgrad α und Anfangskonzentration c_0 :

$$K_d = \frac{c(K^+) \cdot c(A^-)}{c(KA)} = \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} \cdot c_0$$

Die Entropie S ist ein Maß für die Unordnung eines Systems bzw. die „thermodynamische Wahrscheinlichkeit“ W eines Systems:

$$S = k \bullet \log W.$$

Die Entropie eines abgeschlossenen Systems kann nicht abnehmen / vernichtet werden (2. Hauptsatz der Thermodynamik).

Vorgänge, bei denen Entropie erzeugt wird, sind irreversibel (nicht umkehrbar).

Der Quotient aus Energie E und absoluter Temperatur T ist eine Naturkonstante, die *Boltzmann-Konstante* ($1,38064852 \bullet 10^{-23}$ J/K).

6.5 Biochemie und Biologie am Ende des 19. Jahrhunderts

6.5.1 Darwin und Mendel – Evolution und Erbsenzählen (1858 und 1854/65)

Die Biologie (von griech. βίος/bíos, Leben und λόγος, logos, Wort bzw. -logie, Lehre) kam in der Mitte des 19. Jahrhunderts in eine neue Phase. Die Gesetzmäßigkeiten des Lebendigen wurden neu erfasst und verstanden, die Besonderheiten der Lebewesen in Aufbau, Organisation und Entwicklung, und ihre vielfältigen Strukturen und Prozesse.

Charles Darwin (1809-1882) und Alfred Russel Wallace (1823-1913) entwickelten ihre Evolutionstheorie Mitte des Jahrhunderts.

Darwin, der Bekanntere von Beiden, unternahm seine Weltreise 1831-1836 und trug 20 Jahre lang Beweise für seine Theorie über die Entwicklung aller Organismen und ihre Aufspaltung in verschiedene Arten zusammen. Als er einen Brief von Wallace erhielt, der ähnliche Gedanken zur Evolution formulierte, kam es im Sommer 1858 zur Veröffentlichung der Theorie der beiden Männer. Darwins Hauptwerk *On the Origin of Species* (Über die Entstehung der Arten) erschien ein Jahr danach. 1871 beschrieb Darwin einen zweiten Selektionsmechanismus, die sexuelle Selektion, und erklärte damit auch die Abstammung des Menschen, was ihm zahlreiche Ehrungen, aber vereinzelt auch Ablehnung, Spott und Häme einbrachte.

Wallace war an der Entstehung der Evolutionstheorie genauso beteiligt. Von Reiseberichten Darwins, von Humboldts und Edwards' begeistert, reiste er 1848 nach Brasilien, um im Amazonasbecken lebende Tierarten zu sammeln und diese an Sammler zu verkaufen. Sie hofften, Beweise für die Transmutation der Arten zu finden. Auf der Rückreise fing das Schiff Feuer. Die Sammlung ging verloren, die Beweise waren bis auf einen Teil seines Tagebuches und einige Zeichnungen verloren. Wallace und die Crew wurden nach zehn Tagen auf offener See gerettet. Dann bereiste Wallace 1854 bis 1862 das Malaiische Archipel. Hier sammelte er mehr als 125.000 Exemplare, darunter mehr als 80.000 Käfer. Über tausend davon waren bisher unbekannte Arten, so z. B. der fliegende Wallace-Flugfrosch *Rhacophorus nigropalmatus*. Wallace' Überlegungen zur Evolution reiften heran. Er hatte eine Eingebung zur natürlichen Selektion und veröffentlichte sie 1869 unter dem Titel *The Malay Archipelago*. Sie wurde eines der populärsten wissenschaftlichen Werke des 19. Jahrhunderts.

Als Wallace 1913 starb, nannte ihn die New York Times: „den letzten der Riesen, die der wunderbaren Gruppe von Intellektuellen angehörte, welche u. a. Darwin, Huxley, Spencer, Lyell und Owen umfasste und deren wagemutige Forschungen das Gedankengut des Jahrhunderts revolutioniert und weiterentwickelt hatten“ und stellte fest: „Es bedarf keiner Rechtfertigung für die wenigen literarischen oder wissenschaftlichen Verrücktheiten des Autors von diesem grandiosen Buch *Malay Archipel*“.

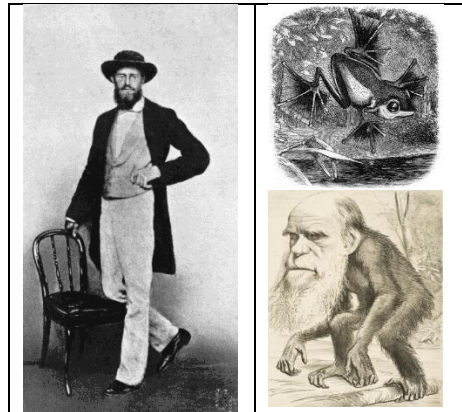


Abb. 73: A. R. Wallace 1862 in Singapur (links), seine Darstellung des von ihm entdeckten Flugfrosches in *The Malay Archipelago* (rechts oben) und die bekannte Darwin-Karikatur im Magazin *Hornet* vom 22.3.1871, Titel: *A venerable Orang-Outang. A contribution to unnatural history*

Von der Gültigkeit der Evolution überzeugt, hatte er schon 1858 geschrieben: „Das Problem war nicht nur, wie und warum sich die Arten verändern, sondern wie und warum sie sich in neue und gut definierte Arten verändern, die sich voneinander so vielfältig unterscheiden, warum und wie sie sich so genau an die unterschiedlichen Lebensbedingungen anpassen und warum die Zwischenstufen aussterben (da die Geologie ja zeigt, dass sie ausgestorben sind) und nur klar definierte und stark ausgeprägte Arten hinterlassen, Gattungen und höhere Tiergruppen“, und: „Es kam mir damals der Gedanke, dass diese Ursachen oder deren Äquivalente auch im Falle der Tiere ständig am Werk sind und da Tiere sich sehr viel schneller als Menschen vermehren, muss die jährliche Vernichtung aufgrund dieser Ursachen enorm sein, um die Anzahl der Mitglieder jeder Art gering zu halten, da sie offensichtlich nicht von Jahr zu Jahr zunimmt, sonst wäre die Welt von denen überbevölkert, die sich am schnellsten vermehren. Unbestimmt über die enorme und konstante Zerstörung nachdenkend, die daraus folgt, stellte sich mir die Frage, weshalb einige sterben und einige überleben. Und die Antwort war klar, die besser geeigneten überleben. Und wenn man die beträchtliche Variation berücksichtigt, die mir meine Erfahrung als Sammler als vorhanden gezeigt hatte, dann folgte daraus, dass sämtliche Veränderungen, die für die Anpassung der Arten an die sich verändernden Bedingungen erforderlich sind, davon hervorgebracht werden. Auf diese Weise könnte jeder Teil des Aufbaus der Tiere genau wie erforderlich verändert werden und im Prozess dieser Veränderungen würden die Nichtveränderten aussterben und so würden die definierten und klar isolierten Merkmale jeder neuen Art erklärt werden“.

Wallace hatte Darwin 1854 einmal kurz getroffen und ab 1857 standen sie in regelmäßigem brieflichen Kontakt. Wallace vertraute Darwin und schickte ihm seine Abhandlung vom Februar 1858. Darwin erhielt das Manuskript von Wallace im Juni 1858. Darwin schluckte. Das war die Theorie, an der er 20 Jahre gearbeitet hatte, ohne sie zu veröffentlichen. Darwin schrieb dem Verlag: „Er hätte eine bessere Zusammenfassung nicht machen können! Seine Begriffe stehen sogar bei mir als Kapitelüberschriften. Er schreibt nicht, dass ich publizieren sollte, aber ich werde natürlich sofort schreiben und es irgendeinem Fachblatt anbieten“. Der Verlag beschloss, Wallace' Abhandlung zusammen mit anderen Schriften zu veröffentlichen, die Darwin hervorhoben. Wohl deshalb war Darwin bald der Bekanntere der beiden Entdecker der Evolution.

Eng zusammen mit der Evolutionsbiologie hängt die Genetik. Einer ihrer Begründer war ein Erbsenzähler, im wahrsten Sinne des Wortes. Umgangssprachlich ist ein Erbsenzähler ein Haarspalter, Kleinkramer, Korinthenkacker, pedantischer Umstandskrämer, und nach den Gebrüdern Grimm ist ein *homo avarus* ein Geizhals, der „seinen leuten die erbsen in den topf zählt: der erbsenzehler wolte es nicht glauben“ (in: Simpl. K. 518. Rädlein 246a).

Ein solcher Geizhals war der Ordenspriester Gregor Johann Mendel (tschech.: *Řehoř Jan Mendel*; 1822-1884) sicher nicht. Der Sohn eines

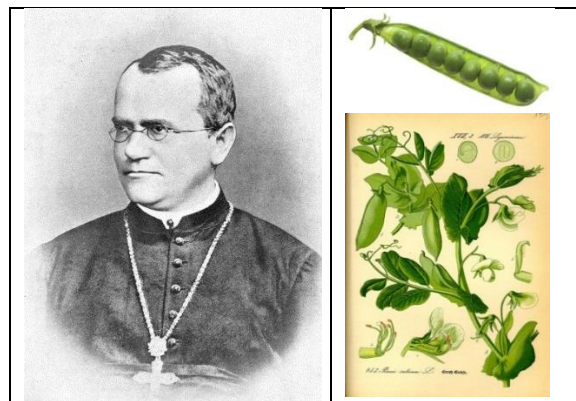


Abb. 74: Der Augustinermönch G. Mendel als Abt (links), eine historische Darstellung der Erbsenpflanze *Pisum sativum* (rechts unten), darüber die geöffnete Hülsenfrucht mit Samen

Landwirtes besuchte das Gymnasium, begann Naturgeschichte in Olmütz zu studieren und ging, als die Familie bedrohlich verarmte und er auch noch krank wurde, in das Augustinerkloster von Alt-Brünn. Nach vier Novizienjahren wurde er 1847 zum Priester geweiht und durfte dann nach Wien gehen, um sein Studium fortzusetzen. Mit 32 trug er die Samen von 34 Erbsenrassen zusammen, um Kreuzungsversuche zu machen (1854). Er prüfte sie zwei Sommer lang auf Reinerbigkeit, wobei er sich auf sieben sicher unterscheidbare Merkmalspaare stützte: Samen gelb und grün, rund und schrumpelig, Blüte weiß und violett, Schote voll und verengt, gelb und grün, Stängel lang und kurz, Blüten mittig oder oben am Stängel sitzend. Er entfernte Staubblätter und verhüllte die Blüten, um unerwünschte Selbst- und Fremdbestäubungen zu verhindern. Und dann zog er fast sieben Jahre lang streng beobachtend aus 355 künstlichen Befruchtungen 12.980 Hybriden aus 22 ausgewählten Stämmen, erhielt 28.000 Erbsebnpflanzen und geschätzte 350.000 Erbsen. Als Physiker und Biologe wusste er um die erhöhte Aussagekraft großer Messreihen, und seine Aussage, sein Ergebnis wurde 1865 der Öffentlichkeit kenntlich gemacht: *Mendel* hatte drei Regeln entdeckt, nach denen sich Vererbung vollzog. Es gab Merkmalsträger (heute Gene genannt), die weitergegeben wurden. Diese Merkmalsträger verhielten sich nicht wie Flüssigkeiten, die man mischt, sondern wie feste Körperchen, die kombiniert werden. Die drei *Mendelschen* Regeln (Uniformitäts-, Spaltungs- und Unabhängigkeitsregel) prägten die Biologie auf Jahrzehnte. Sie halfen bei Stammbaumanalysen und bei der Zucht von Tier- und Pflanzenhybriden und wurden 1904 durch *Sutton* und *Boveri* mit Hilfe der Chromosomentheorie der Vererbung erklärt: Sie hatten die Chromosomen als Träger der vererbbaeren Merkmale identifizieren können.

Mendel selbst wurde kurz nach der Veröffentlichung seiner Vererbungsregeln zum Abt des Klosters gewählt. Er versah sein Amt 15 Jahre lang, war hilfsbereit und liebenswürdig in Allem, und erst 30 Jahre später wurden seine mit großem Fleiß gewonnenen Forschungsergebnisse wiederentdeckt und gewürdigt.

Kurz nach der Veröffentlichung der *Mendelschen* Regeln 1865 gab es weitere bedeutende Entdeckungen: die des Lepra-Erregers 1870 (*G. H. A. Hansen*), des Tuberkulosebazillus 1882 (*Robert Koch*), des Pesterregers 1894 (*Shibasaburo Kitasato*) und der ersten Serumtherapie 1890 (*Emil A. v. Behring*). *Louis Pasteur* (1822-1895) hatte 1880 am Beispiel der Geflügelcholera entdeckt, dass eine „Impfung“ auch bei Tieren der Vorbeugung gegen Infektionskrankheiten dienen kann. Er widmete sich anschließend der Erforschung der Gärung und weiterer mikrobiologische Vorgänge und erfand 1864 die Pasteurisierung. Seine Karriere jedoch begann als Chemiker. Er bemerkte zwei asymmetrische, spiegelbildliche Kristallformen bei Traubensäure-Salzen. Er brachte sie getrennt in Lösung und plötzlich waren diese Lösungen optisch aktiv, im Unterschied zu deren Gemisch. Daraus schloss er, dass ihre optische Aktivität von einer molekularen Asymmetrie herrührt. Sie schien eine Eigenschaft der von Lebewesen stammenden Moleküle zu sein, und weil bei der Gärung optisch aktive Substanzen entstehen, musste sie ein von Mikroorganismen verursachter Vorgang sein. *Von Liebig* hatte vermutet, Gärung sei eine rein chemische Reaktion, ohne Mitwirkung von Lebewesen, doch *Pasteur* konnte beweisen, dass Mikroorganismen beteiligt waren, ja sogar, dass es Mikroorganismen gab, die ohne Sauerstoff auskommen. Er beobachtete, dass Hefezellen unter Ausschluss von Sauerstoff den Zucker noch schneller verbrauchten, ein erstes Beispiel für eine Stoffwechselregulation.

Seine Arbeiten zur Gärung und Impfung machten das wirtschaftliche und medizinische Potenzial einer experimentellen Biologie offensichtlich: Er entwickelte Impfstoffe gegen Tollwut, Milzbrand und Schweinerotlauf. 1881 bot er dem französischen Staat den Bau einer staatlichen Fabrik für Milzbrand-Impfstoff an, wenn er dafür von allen materiellen Sorgen befreit würde. Der französische Staat lehnte damals zwar ab, aber die Milzbrandimpfstoff-Produktion kam trotzdem in Gang und setzte den Anfang der Impfstoff-Industrie. Das *Institut Pasteur* wurde 1887 gegründet, und Zar Alexander



Abb. 75: Die letzte 5-Franks-Banknote – mit *Pasteurs* Portrait

III. gehörte mit einem Betrag von 100.000 Francs zu den großzügigsten Spendern des Institutes. *Pasteur* galt in Umfragen in Frankreich zeitweise als der bedeutendste Franzose, der je gelebt hat, noch vor *Napoléon*. Auch in den Chemie- und Mikrobiologie-Labors blieb sein Name unvergessen, denn an der Spitze verengte Glasröhrchen, am anderen Ende entweder offen oder durch einen aufgesetzten Gummiballon verschlossen, werden hier oft zu Tausenden eingesetzt – als *Pasteur*pipetten. Auch ein Ort in Algerien, ein Bezirk in Kanada, über 2000 Straßen in Frankreich, eine Insel und eine Halbinsel in der Antarktis, der Asteroid Nr. 4804 und eine große Métrostation in Paris tragen den Namen dieses bedeutenden Mikrobiologen, zudem die Bakterienfamilie der *Pasteurellaceae* mit der Gattung *Pasteurella* sowie die von *Pasteurella multocida* verursachte Krankheit *Pasteurellose*.

6.5.2 Hoppe-Seyler – Blutfarbstoffentdeckung in der Schlossküche (1861)

Krankheiten werden nicht nur von Mikroorganismen verursacht. Die „Biologische Chemie“ (später: Biochemie, von griech. βιοχημεία *biochēmeia*, „die Chemie des Lebens“) zeigte auf, dass auch Hormon- und Vitaminmangel Krankheitsursachen sein können, z. B. von Diabetes und Skorbut. Sie machte Aufklärung und Heilung solcher Stoffwechselkrankheiten möglich (z. B. durch Enzymtests). Etwa ab 1860 war es möglich, chemische Strukturformeln aus der elementaren Zusammensetzung von Stoffen durch gedankliche Kombination zu ermitteln, und so begann man eine gründliche Untersuchung von Stoffwechselprodukten in Organismen. Das war sehr zeitraubend und nicht immer erfolgreich, denn für eine Elementaranalyse benötigte man größere Stoffmengen (bis dass *Fritz Pregl* und auch *Otto Höning Schmid* in den 1920er Jahren das Verfahren verbessern konnten).

Eines der ersten biochemischen Labore wurde 1818 in der einstigen Küche des Schlosses Hohentübingen eingerichtet. Hier arbeitete *Felix Hoppe-Seyler* (1825-1895), der als Mitbegründer der Physiologischen Chemie und Molekularbiologie gilt. Er wuchs als Waise auf, wurde Aerzt und 1854 Leichensezierer in Greifwald, später Assistent von *Virchow* und Chemieprofessor in Tübingen und Straßburg. 1861 entdeckte er in der Schlossküche in Tübingen die umkehrbare Reaktion des Blutfarbstoffes mit Sauerstoff. Plötzlich verstand er, dass dieser Farbstoff den Sauerstoff im Körper transportierte. Er nannte ihn Hämoglobin.

Sein Schüler *Friedrich Miescher* fand in *Hoppe-Seylers* Laboratorium 1869 im Zellkern eine erste Nukleinsäure. Er schrieb 1874: „Sofern wir (...) annehmen wollten, dass eine einzelne Substanz (...) auf irgendeine Art (...) die spezifische Ursache der Befruchtung sei, so müsste man ohne Zweifel vor allem an das Nuclein denken.“. *Albrecht Kossel* entdeckte kurz darauf, dass das Nuclein aus vier Bausteinen und Zuckermolekülen aufgebaut ist (1885: Entdeckung von Adenin, 1893 von Xanthin und Guanin, 1894 von Thymin). *Richard Altmann* fand als erster Nukleinsäuren auch in Pflanzenzellen und benannte es 1889 aufgrund seiner chemischen Eigenschaften in Nukleinsäure um. *Carl Erich F. J. Correns* (1864-1933) entdeckte 1894 die dreißig Jahre zuvor von *Mendel* formulierten Vererbungsregeln wieder (Er hatte Vererbungsvorgänge an Erbsen, Bohnen und Mais im botanischen Garten von Tübingen untersucht, bevor er nach Leipzig, Münster und Berlin weiterging). *Thomas H. Morgan* (1866-1945) lokalisierte den Sitz der Erbmerkmalsträger („Gene“) dann um 1920 auf den Chromosomen. Er klärte so die Ursache der Bluterkrankheit. Als er 1902/12 testete, ob in Dunkelheit gehaltene Taufiegen ihre Augen zurückbilden, bemerkte sein Stipendiat *Calvin Blockman Bridges* zufällig, dass einige Tiere veränderte Augenfarben aufwiesen, etwa eines von 10.000. Er hatte sie im 35m² großen „flyroom“ entdeckt – die ersten Mutanten. Der humorvolle *Morgan* erhielt für die Aufklärung dieses Phänomens, der Mutation, als erster Amerikaner den Medizin-Nobelpreis (1933).

Weitere neben den Nukleinsäuren wichtige Grundstoffe der „Chemie des Lebens“ sind die Aminosäuren (entdeckt 1805) und die Kohlenhydrate. *Emil Fischer* entdeckte Zuckerstrukturen schon ab 1887, die Strukturformel von Glucose (Traubenzucker) kam 1891 hinzu.

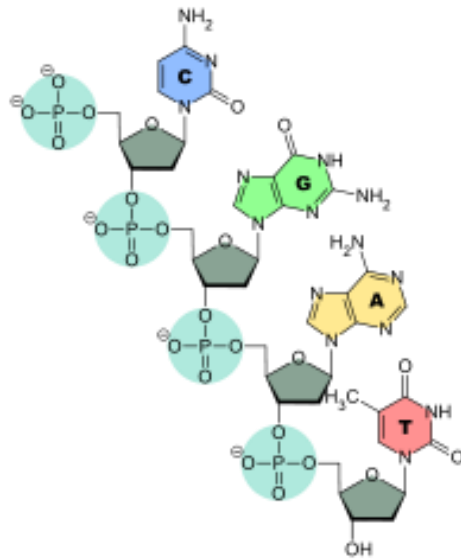


Abb. 76: Nukleinsäure-Bruchstück aus vier Kettengliedern (hier: vier Nucleobasen A, C, G und T für Adenin, Cytosin, Guanin und Thymin, vier fünfeckige Zucker-Bausteine und vier Phosphat-Bindeglieder PO₄³⁻)

7 Moderne Chemie – das 20. und 21. Jahrhundert

7.1 Quanten und Quarks – Die Revolution des physikalischen Weltbildes im 20. Jahrhundert

7.1.1 Plancks Quantentheorie (1900)

Zu Beginn des 20. Jahrhunderts setzte ein Umsturz ein, eine erneute Revolution des physikalischen Weltbildes. Die klassische Physik stieß bei der Beschreibung des Aufbaus der Materie und des Lichtes an ihre Grenzen. Elektronen und Photonen (Lichtteilchen) verhielten sich völlig anders als es die bisherigen Theorien wie die von *Newton* vorschrieben. Neue Erklärungen mussten her.

Einer der ersten Wissenschaftler, die diese fand, war *Max Karl Ernst Ludwig Planck* (1858-1947). *Planck* untersuchte die Strahlung Schwarzer Körper und beschrieb diese 1900 erstmals korrekt mit der *planckschen* Strahlungsformel. Als er bei deren Formulierung die Strahlungskonstanten C und c aus den bisherigen Berechnungsformeln der abgegebenen Strahlungsenergie E durch Naturkonstanten austauschte, blieb nur noch einziger Faktor übrig. Er nannte ihn h wie „hiff“: $E = h \cdot \nu$.

Ein epochemachendes Ergebnis. Gegen seine eigene Überzeugung musste er sich eingestehen, dass das bedeutete, dass die Energieabgabe hier nicht kontinuierlich und beliebig erfolgt, sondern nur in Vielfachen von kleinsten „ h “-Einheiten, in kleinen „Paketen“ („Quanten“, von lat. *quantum*, wie viel, für eine Anzahl, Menge, Portion oder Quantität). Der Faktor h seiner „Quantenhypothese“ wurde später als *plancksches* Wirkungsquantum bezeichnet. Der Oszillator der Strahlungsfrequenz ν kann anstelle beliebiger Energiemengen nur ganzzahlige Vielfache der Energie $h \cdot \nu$ aufnehmen. Das war der Beginn der Quantenphysik.

Ein Quantum bezeichnet eine bestimmte Menge oder eine bestimmte Anzahl, in der Physik auch ein Objekt, das durch einen Zustandswechsel in einem System mit diskreten Werten einer physikalischen Größe erzeugt wird, zum Beispiel der Energie, Ladung und Impuls. Diese Größen werden auch als „gequantelt“ bezeichnet, und die Quantenphysik fasst alle Erscheinungen zusammen, die auf gequantelten Größen beruhen, auf festgelegten, diskreten Werten. Sie wurde neben der Relativitätstheorie zum zweiten Grundpfeiler der modernen Physik, denn sie erklärt Vorgänge im Aller kleinsten (z. B. dem Aufbau der Atome und Moleküle) sowie in besonders „reinen“ Systemen (z. B. Laserstrahlung und Supraleitfähigkeit). Viele ganz alltägliche Dinge wie Farbe, elektrische Leitfähigkeit, Ferromagnetismus und andere chemische oder physikalische Eigenschaften verschiedener Stoffe lassen sich nur quantenphysikalisch verstehen.



Abb. 77: *Max Planck* auf der alten 2-DM-Kursmünze (eigene Aufnahme)

7.1.2 Einsteins Energie-Masse-Äquivalenz (1905)

Albert Einstein (1879-1955), einer der durch seine Relativitätstheorie wohl bedeutendsten Physiker aller Zeiten, erweiterte Plancks Konzept 1905. Er hatte den fotoelektrischen Effekt untersucht, bei dem Licht Elektronen aus einer Metalloberfläche bzw. Bindung lösen kann. Einstein erklärte, warum es das nur kann, wenn die Energie des Lichtquants mindestens so groß war wie die Bindungsenergie dieses Elektrons: Energieniveaus sind nicht nur innerhalb der Materie gequantelt, sondern auch das Licht selbst besteht nur aus bestimmten Energieportionen, den Lichtquanten (Photonen). Licht konnte damit keine reine Wellennatur aufweisen, war weder eine klassische Welle noch ein klassischer Teilchenstrom. Es verhielt sich mal wie eine Welle und mal wie ein Teilchen.

Der Welle-Teilchen-Dualismus erscheint fast wie der Kompromiss in einem fast hundertjährigen Streit zwischen Newton und Thomas Young (1773-1829). Young war der Sproß einer Quäkerfamilie. Er lernte das Lesen schon mit zwei Jahren und beherrschte als Knabe mehrere Sprachen. Als Augenarzt maß als Erster die Wellenlänge des Lichtes und hatte 1802 mit einem Doppelspalt-Experiment bewiesen, dass Newton falsch gelegen haben musste, als er das Licht als einen Strom von Lichtteilchen ansah. Das Experiment bewies, dass Licht hinter einem Doppelspalt die für Wellen typischen Beugungsmuster (Interferenz) zeigt.

Diese Interferenz (von lat. *inter*, zwischen und *ferire* bzw. altfrz. *s'entreferir*, sich gegenseitig schlagen) ist ein typisches Kennzeichen für Wellen. Schall-, Licht- und Materiewellen zeigen diese Interferenzmuster ebenso wie Wellen auf einer Wasseroberfläche. Sie können sich gegenseitig auslöschen oder aufschaukeln, ins Besondere, wenn sie sich mit einer konstanten Geschwindigkeit ausbreiten. Wenn Sinuswellen sich dann überlappen, dann können sich ihre Wellenhöhen und -täler („Amplituden“) ändern: Die Wellen können sich gegenseitig auslöschen oder aufschaukeln, die Amplituden addieren und subtrahieren sich.

Erst Einsteins Arbeit zum fotoelektrischen Effekt zeigte am 17. März 1905, dass beide recht hatten – Young und Newton (Youngs Doppelspaltexperiment spielte trotzdem eine wichtige Rolle in der späteren Quantenmechanik, und unvergessen sind auch sein 1807 erfundener, erster Wellenschreiber, dem „Kymograph“, und sein Beitrag zur Entzifferung der Hieroglyphen durch Champollion). Einstein hatte diese Arbeit im Alter von 26 Jahren veröffentlicht, und noch im selben Jahr erschienen seine Dissertation „Eine neue Bestimmung der Moleküldimensionen“ (30. April), seine Arbeit über die Brown'sche Molekularbewegung (11. Mai) und seine Abhandlung „Zur Elektrodynamik bewegter Körper“ (30. Juni). Diese Abhandlung zusammen mit ihrem Nachtrag „Ist die Trägheit eines Körpers von seinem Energieinhalt abhängig?“ wird als „spezielle Relativitätstheorie“ bezeichnet, sie enthält auch die berühmte Formel $E = m \cdot c^2$ zur Äquivalenz von Masse und Energie. Diese Gleichwertigkeit (Äquivalenz) von Masse und Energie bedeutet, dass bei jeder Freisetzung von Energie Masse verloren geht. Solche Energieumsätze ΔE , wie sie im Alltag typisch sind, haben aber wegen des riesigen Umrechnungsfaktors $c^2 = 9 \cdot 10^{16} \text{ m}^2/\text{s}^2$ eine extrem kleine,



Abb. 78: Sonderbriefmarke „Lichtelektrischer Effekt“ anlässlich Einsteins 100. Geburtsjahr (Bundespost 1979)

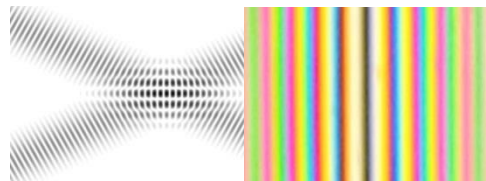


Abb. 79: Interferenzstreifen in sich überlappenden, ebenen Wellen (links) und ein Weißlicht-Interferogramm (rechts)

kaum messbare Änderungen der Masse m zur Folge. Eine Autobatterie beispielsweise, die völlig entladen wird, gibt eine elektrische Energie von $\Delta E = 88 \text{ Ah} \times 12 \text{ V} \approx 1 \text{ kWh}$ ab. Diese Änderung ihrer inneren Energie um eine Kilowattstunde entspricht einer Masse von nur $m = \Delta E / c^2 = 42 \cdot 10^{-9} \text{ g}$ (das sind 42 millionstel Milligramm).

Wenn aber ein Helium-Atomkern aus Wasserstoffatomen zusammengesetzt wird, so macht die dabei freiwerdende Bindungsenergie ΔE_B schon knapp ein Prozent der Masse der Kernbausteine aus: Der Helium-Atomkern ist dann um 1 % leichter als die Summe der Massen seiner Teile ($\Delta E_B = \Delta m \cdot c^2$). Die fehlende Masse – der „Massendefekt“ Δm – steckt in der Bindungsenergie, die den Kern zusammenhielt (Auch die Masse eines neutralen Atoms ist kleiner als die Summe von Kernmasse und den Massen der Elektronen in seiner Hülle, doch weil dieser Massendefekt wesentlich geringer ist als der von Atomkernen wird er oft vernachlässigt). Der Massendefekt oder –verlust ist das „Massenäquivalent“ der Bindungsenergie des Atomkerns, seiner Kernenergie.

7.1.3 Quantensprünge – die Atommodelle von Bohr und Rutherford (1910/13 und 1917)

Der Neuseeländer *Ernest Rutherford* (1871-1937) unternahm 1911 einen Versuch, der Aufklärung über das Innere von Atomen lieferte. *Rutherford* hatte schon 1897 erkannt, dass die vom Uran ausgesandte Strahlung aus mehreren Arten von Teilchen besteht. Er hatte 1902 die Vermutung geäußert, dass sich chemische Elemente durch radioaktiven Zerfall in andere chemische Elemente umwandeln können

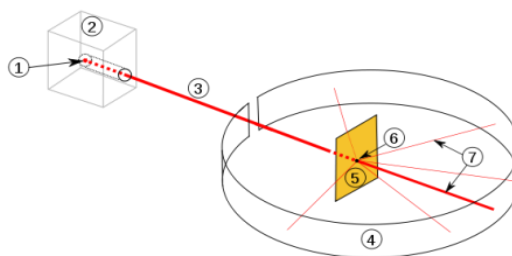


Abb. 80: *Rutherford's* Streuversuch 1911

(mit kleinerer Ordnungszahl) und 1903 den Begriff „Halbwertszeit“ eingeführt. 1911 nutzte er die radioaktive Alpha-Strahlung von Radium aus, um sie auf eine hauchdünne Goldfolie treffen zu lassen (0,5 μm dünn, das sind ca. 1000 Gold-Atome hintereinander).

Mit Hilfe eines Leucht- bzw. Fotografieschirmes stellte er fest, dass fast der komplette Teilchenstrahl den Schirm an einem Punkt direkt hinter der Folie trifft. Einige wenige Teilchen jedoch wurden abgelenkt, nur etwa eines von 100.000 Alpha-Teilchen. Atome also mussten fast leer sein. Dort aber, wo die positiv geladenen Alphateilchen von den Goldatomen abgelenkt wurden, mussten sie auf massive, positiv geladene Zentren im Goldatom getroffen sein – die Atomkerne. *Rutherford's* Atommodell beschrieb das Atom fortan als Gebilde aus einem positiv geladenen, massiven Kern und einer fast leeren Hülle (Das Wasserstoffatom also hatte ein „Proton“ im Kern und eine negative Ladung („Elektron“) in der Hülle).

Warum kann ein so einfaches Gebilde wie ein Wasserstoffatom, das nur aus einem Proton im Kern und einem Elektron in der Hülle besteht, Licht in so vielen Farben ausstrahlen und eine Fülle von Spektrallinien erzeugen? *Niels Bohr* (1885-1962) nutzte 1913 *Planck's* Konzept quantelter Energieniveaus, um die Spektrallinien des Wasserstoffs zu deuten. Daraus entstand sein Atommodell.

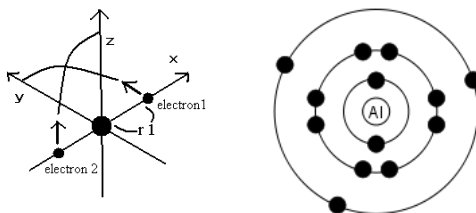


Abb. 81: *Niels Bohr* (links) 1925 mit *Albert Einstein*

Das *Bohr*'sche Atommodell betrachtete die Elektronen hierin als Teilchen, die jedoch nur bestimmte Energien haben, mit der sie um den Atomkern kreisen. Zwischen den Bahnen sollte „verbotener Raum“ sein. Wechselte ein einzelnes Elektron z. B. von der 3. auf die 2. Kreisbahn, dann würde „verbotener Raum“ übersprungen und ein Photon entsprechender Frequenz ausgesandt – ein „Quantensprung“. Und die Anzahl möglicher Bahnen- und Quantensprünge gibt die Anzahl möglicher Spektrallinien und Farben an, die das zuvor „angeregte“ Wasserstoffatom ausstrahlen kann.

Also wurde das Wasserstoffatom „ausgemessen“. Den möglichen Quantensprüngen und Spektrallinien zu Folge bot die erste, innere Schale zwei Aufnahmemöglichkeiten für ein Elektron (K-Schale). Die zweite Schale konnte acht Elektronen aufnehmen (L-Schale), die M-Schale bereits 18, die N-Schale 32 und die O-Schale, die äußerste, mögliche Kreisbahn, sogar 50 Elektronen. Und als *Van den Broeck* den Zusammenhang der Ordnungs- und Kernladungszahlen der Element-Atome mit der Wellenzahl ihrer $K\alpha$ -Röntgenlinie entdeckt hatte (das „*Moseley*'sche Gesetz), wurde das als die Bestätigung des *Bohr-Sommerfelds*chen Atommodells und des Aufbaus des Periodensystems angesehen.

Die Physiker jedoch rätselten. Entsprechend der klassischen Elektrodynamik müssten die Elektronen bei der Umkreisung des Atomkerns eine elektromagnetische Welle abstrahlen, Energie verlieren und in den Atomkern stürzen. Hier passte *Bohrs* Theorie nicht. Auch eine Weiterentwicklung durch *Sommerfeld*, nach der es Ellipsen statt Kreisbahnen gab, löste den Widerspruch zur klassischen Vorstellung nicht auf.



Helium (He): *Aluminium (Al):*
2 Elektronen 2+8+3=13 Elektronen

Abb. 82: Modelle des Helium- und Aluminiumatoms nach *Bohr*. Beim Heliumatom (links) wurden die drei Raumkoordinaten x, y und z an den Atomkern angelegt – das Modell rechts zeigt die Schalenanordnung am Beispiel von Aluminium, das 13 Kernladungen bzw. Elektronen aufweist.

7.1.4 De Broglies Materiewellen (1924)

1924 veröffentlichte *Louis-Victor Pierre Raymond de Broglie* (1892-1987) eine Theorie, nach der jede Materie einen Wellencharakter aufweist und jede Wellen auch einen Teilchencharakter (Welle-Teilchen-Dualismus, z. B. des Elektrons). Materiewellen und Elektronen mit Welleneigenschaften – eine kühne Doktorarbeit. Aber sie war so erfolgreich, dass er 1929 den Nobelpreis für Physik erhielt.

De Broglie war von der berühmten Formel *Einsteins* ausgegangen: $E = m \cdot c^2$. Sie beschrieb das „Massenäquivalent“ der Bindungsenergie des Elektrons im Atom – oder auch der Bindungsenergie des Atomkerns, der „Kernenergie“. Schon *Rutherford* hatte 1917 eine Kernreaktion entdeckt, die diese Bindungsenergie freisetzt. Er hatte Stickstoff-14-Isotope ^{14}N mit α -Teilchen (Heliumatomkernen) beschossen. Sie vereinigten sich zu Sauerstoff-17-Isotopen ^{17}O und Protonen ^1H . Bei dieser Kernfusion wurden 1,2 MeV Kernenergie pro Sauerstoffatomkern abgestrahlt: $^{14}\text{N} + ^4\text{He} \rightarrow ^{17}\text{O} + ^1\text{H} - 1,2 \text{ MeV}$. Den Grund, warum das α -Teilchen bei dieser „ $^{14}\text{N}(\alpha, p)^{17}\text{O}$ -Kernreaktion“ einfach in den Atomkerns eindrang, konnte übrigens erst 1928 durch *George Gamow* erklärt werden: Es „tunnelte“ einfach durch die Kernladungsbarriere – quantenmechanisch ausgedrückt: der „Tunneleffekt“.

De Broglie folgerte, wenn die Gleichwertigkeit (Äquivalenz) von Masse und Energie nach $E = m \cdot c^2$ bedeutete, dass bei jeder Freisetzung von Energie Masse verloren ging, dann

müsse sich Energie auch, ebenso wie die Masse, in Form kleinster Teilchen in kleinen Raumbereichen befinden. In den Atomspektren und „Quantensprüngen“ zeige sich also der Quantencharakter der Materie. Dieser aber sei nur erklärbar, wenn jeder Masse m nach der von *Planck* formulierten Beziehung $E = h \cdot \nu$ auch eine Frequenz $\nu = m \cdot c^2 / h$ entsprechen würde. Die Frequenz dieses Teilchens könne dann nicht auf das Teilchenvolumen beschränkt sein. Sie befinde sich dann in Form einer Welle, die das Teilchen begleitet, auch in einem größeren Raumbereich. Teilchen und Welle seien in dieser „Begleitwelle“ (Phasewelle) daher über die Phase am Ort des Teilchens aneinander gekoppelt. Der Welle-Teilchen-Dualismus gelte also nicht nur für Photonen – er betreffe auch die Materie(wellen). Somit sind die möglichen Umlaufbahnen des Elektrons um den Atomkern des Wasserstoffatoms stehende Materiewellen.

Die Spektren anderer Atome ließen sich so jedoch nicht erklären (Immerhin: 1927, drei Jahre später, kam die Bestätigung für *de Broglies* Theorie: *George Paget Thomson* leitete einen Elektronenstrahl durch einen dünnen Metallfilm. Dabei entstand das von *de Broglie* vorausgesagte Interferenzmuster – die Elektronen verhielten sich wie eine Welle).

7.1.5 Heisenbergs Unschärferelation (1924-27)

Auch *Werner Karl Heisenberg* (1901-1976) befasste sich mit der Quantentheorie. Seine 1925 veröffentlichte „Quantenmechanik“ beschrieb eine Theorie, deren spätere Grundaussage als „Unschärferelation“ bezeichnet wird. Diese 1927 formulierte Aussage stellt fest, dass bestimmte Messgrößen eines Teilchens (wie z. B. sein Ort x und sein Impuls p) gleichzeitig nicht beliebig genau bestimmt werden können, aus Prinzip. Denn einerseits ist die Ungenauigkeit Δx des Ortes abhängig von der Wellenlänge des im Mikroskop verwendeten Lichtes. Andererseits wirkt die Ablenkung des Lichtquants aber auch wie ein Stoß auf das Teilchen, so dass der Impuls p des beobachteten Körpers eine Unbestimmtheit von Δp erfährt. Die prinzipielle Untergrenze für diese Unbestimmtheiten, so *Heisenberg*, ist nach der *De-Broglie*-Beziehung $\lambda = h / p$ das *Planck*'sche Wirkungsquantum: das Produkt von Δx und Δp kann nicht kleiner sein als die für die Quantenphysik charakteristische Naturkonstante h : $\Delta x \cdot \Delta p \geq h$.

Dafür bekam er 1933 den Physik-Nobelpreis. Dabei wäre er in seiner Promotionsprüfung, dem „Rigorosum“, beinahe gescheitert. Der Prüfer *Wien* warf ihm damals eine bodenlose Ignoranz in der Experimentalphysik vor. Nur weil sein Mitprüfer *Sommerfeld* energisch eingriff, galt die Prüfung von *Heisenberg* als „gerade noch bestanden“. *Wien* hatte unter anderem auch nach dem Auflösungsvermögen eines Mikroskops gefragt. Diese Frage inspirierte *Heisenberg* später zu seinem Gedankenexperiment, zur Veranschaulichung der Unschärferelation:

Ort und Impuls einer Materiewelle (eines Elementarteilchens) können gleichzeitig niemals mit beliebiger Genauigkeit bestimmt werden:
 $\Delta x \cdot \Delta p \geq h$. (Heisenberg'sche Unschärferelation).

Entsprechendes gilt auch für andere, einander entsprechende Größen wie Energiegehalt und Zeit ($\Delta E \cdot \Delta t \geq h$) oder Ort und Geschwindigkeit in Abhängigkeit von der Teilchenmasse ($\Delta x \cdot \Delta v \geq h/2m$). Die besondere Bedeutung dieser Aussage ist, dass es also keine technische Unzulänglichkeiten des entsprechenden Messinstrumentes ist, wenn jede Steigerung der Genauigkeit bei der Ortsbestimmung eines Teilchens zu Lasten der Genauigkeit der Impulsbestimmung geht – diese „Unschärfe“ ist ein Naturgesetz, eine Folge des Wellencharakters der Materie.

Heisenberg und *Bohr* kannten sich seit 1922. *Heisenberg* besuchte *Bohr* mehrfach in Kopenhagen, lernte Dänisch und kam beim Kurieren eines Heuschnupfens auf Helgoland auf die Idee, statt der nicht beobachtbaren *Bohr*'schen Elektronenbahnen im Atom mit den beobachtbaren Frequenzen und Übergangswahrscheinlichkeiten der Elektronen zu rechnen. Sein Aufsatz „Quantentheoretische Umdeutung kinematischer und mechanischer Beziehungen“ wurde zusammen mit den Arbeiten von und mit *Max Born* und *Pascual Jordan* die Grundlage der Quantenmechanik. *Heisenberg* diskutierte seine Quantentheorie 1925 mit *Einstein* in Berlin. Er dachte, *Einstein* würde der Auslassung der nicht messbaren Größen zustimmen, doch dieser hielt eine solche „Säuberung“ der Theorie aber für absurd. *Einstein* protestierte energisch gegen die Idee, eine Messgröße würde einen bestimmten Wert erst während der Messung selbst annehmen: „Jedenfalls bin ich überzeugt, daß der Alte (Gott) nicht würfelt.“

Doch die „Unschärferelation“ setzte sich durch (nicht zuletzt wegen ihrer statistischen Interpretation durch *Born*): *Heisenberg* lieferte später bedeutende Beiträge zur Kernphysik (Definition des Begriffes „Isospin“), verfasste 1927/28 eine Theorie des Ferromagnetismus („*Heisenberg*-Ferromagnet mit Austausch-Wechselwirkung“) und arbeitete mit *Pauli* an der „Quantenfeldtheorie“ (QFT).

7.1.6 Quantenzahlen – Schrödingers Wellenmechanik und Paulis Prinzip (1924-26)

Erwin Schrödinger (1887-1961) gelang es 1926, eine mathematische Gleichung zu formulieren, die die Spektren des Wasserstoffatoms in Form einer Wellengleichung erklärt. Er ging von *de Broglies* Materiewellen-Theorie aus. Die *Schrödingergleichung* beschrieb mit ihrer Hilfe mathematisch nahezu perfekt die Eigenschaft von Atomen und Molekülen über Elektronenwellenfunktionen, die man später als „Orbitale“ bezeichnete (in Anlehnung an die *orbits*, Umlaufbahnen der Elektronen im Atommodell von *Bohr*). Die *Schrödingergleichung* erklärte zudem glänzend die Eigenschaft von Festkörpern (mit dem so genannten Bändermodell, für Leitungs- und Valenzbänder in Metallen, Halbleitern und Isolatoren). Und sie hatte den Vorteil, dass sie die aus der klassischen Mechanik bekannte Mathematik benutzte.

Schrödingers „Wellenmechanik“ wurde zum Fundament fast aller praktischen Anwendungen der Quantenmechanik. *Werner Karl Heisenberg* (1901-1976) hatte zwar im Jahr zuvor eine erste mathematische Formulierung dieser „Quantenmechanik“ aufgestellt, doch *Schrödinger* konnte 1926 gleich auch beweisen, dass seine Wellenmechanik völlig gleichwertig war mit der „Matrizenmechanik“ von *Born* und *Heisenberg* (in: *Annalen der Physik* Bd. 79, S. 361, 489, 734, und Bd. 81, S. 109, 1926).

Die Teilchen-Zustände in der Quantenmechanik veranschaulichte er 1935 über ein Gedankenexperiment. Bald wurde es als „*Schrödingers Katze*“ bezeichnet. Er übertrug den Zustand eines radioaktiven und somit instabilen Atomkerns, also eines „Quantenfeldes“, auf ein makroskopisches Objekt – die Katze. *Schrödinger* beschrieb das Experiment so:



$$i\hbar \frac{\partial}{\partial t} |\psi(t)\rangle = \hat{H} |\psi(t)\rangle.$$

Abb. 83a: *Erwin Schrödinger* 1933 und die 1926 von ihm entwickelte Gleichung

„Eine Katze wird in eine Stahlkammer gesperrt, zusammen mit folgender Höllenmaschine (die man gegen den direkten Zugriff der Katze sichern muß): in einem Geigerschen Zählrohr befindet sich eine winzige Menge radioaktiver Substanz, so wenig, daß im Laufe einer Stunde vielleicht eines von den Atomen zerfällt, ebenso wahrscheinlich aber auch keines; geschieht es, so spricht das Zählrohr an und betätigt über ein Relais ein Hämmerchen, das ein Kölbchen mit Blausäure zertrümmert. Hat man dieses ganze System eine Stunde lang sich selbst überlassen, so wird man sich sagen, daß die Katze noch lebt, wenn inzwischen kein Atom zerfallen ist. Der erste Atomzerfall würde sie vergiftet haben. Die Psi-Funktion des ganzen Systems würde das so zum Ausdruck bringen, daß in ihr die lebende und die tote Katze ... zu gleichen Teilen gemischt oder verschmiert sind. Das Typische an solchen Fällen ist, daß eine ursprünglich auf den Atombereich beschränkte Unbestimmtheit sich in grobsinnliche Unbestimmtheit umsetzt, die sich dann durch direkte Beobachtung entscheiden läßt. Das hindert uns, in so naiver Weise ein „verwaschenes Modell“ als Abbild der Wirklichkeit gelten zu lassen. An sich enthielte es nichts Unklares oder Widerspruchsvolles. Es ist ein Unterschied zwischen einer verwackelten oder unscharf eingestellten Photographie und einer Aufnahme von Wolken und Nebelschwaden.“ (*Erwin Schrödinger* in seinem Aufsatz Die gegenwärtige Situation in der Quantenmechanik. § 5. Sind die Variablen wirklich verwaschen?, in: *Naturwissenschaften*, 48, 807; 49, 823; 50, 844, November 1935.).

Die Katze wird also in einen Zustand gebracht, in dem sie gleichzeitig „lebendig“ und „tot“ ist. Erst wenn ihr Zustand experimentell untersucht wird, wird die „gleichzeitig tote und lebendige“ Katze eindeutig auf „lebendig“ oder „tot“ festgelegt – eben weil man sie beobachtet, also eine Messung durchführt. Die Unbestimmtheit mikroskopischer Teilchen wie auch die *Heisenberg*'sche Unschärferelation selbst sind unserer Anschauung und Alltagserfahrung nicht zugänglich.

Einzelne Forscher wie *Dirac*, *Weisskopf*, *Pauli* und *Jordan* erweiterte die Quantenmechanik 1927. Sie wandten sie nicht nur auf Partikel an, sondern auf Felder. Ihre „Quantenfeldtheorie“ (QFT) konnte Wellen, Teilchen und Felder einheitlich beschreiben. Es definiert sie mathematisch gemeinsam als „Quantenfelder“, die nicht unbedingt in reellen Zahlen messbare Größen darstellen mussten. Jetzt wurden nicht nur die beobachtbare Größen (wie Energie oder Impuls) „quantisiert“, sondern auch die wechselwirkenden (Teilchen-)Felder. Diese Theorien wurden auf der Brüsseler *Solvay*-Konferenz diskutiert. Diese internationalen Zusammenkünfte der Physiker und Chemiker auf höchstem Niveau dienen seit 1910 dazu, die fundamentalen Probleme der gegenwärtigen Physik zu diskutieren. Der belgische Großindustrielle *Ernest Solvay* und der Physikochemiker *Walther Nernst* hatten sie 1910 ins Leben gerufen. Schon die erste *Solvay*-Konferenz (1911) vereinigte die Weltspitze der damaligen experimentierenden und theoretischen Forscher. Das erste Diskussionssthema war die „Einführung der Quanten in die theoretische Physik“. Das Thema 1933 war „die Struktur des Atomkerns“ (1958 ging es um „die Struktur und Evolution des Universums“, 2011 um „die Theorie der Quantenwelt“ und 2014 um „Astrophysik und Kosmologie“).

Wolfgang Ernst Pauli (1900-1958) ein österreichischer Wissenschaftler und Nobelpreisträger, gehörte zu den bedeutendsten Physikern des 20. Jahrhunderts. Er fand eine quantentheoretische Erklärung für den Aufbau der Atomkerne, der Atomhüllen und sogar für größere Strukturen, von Molekülen bis hin zu bestimmten Sternen („Neutronensterne“). Diese Erklärung, ein fundamentales, quantentheoretisches Ausschließungsprinzip, wird als *Pauli*-Prinzip bezeichnet.

INSTITUT INTERNATIONAL DE PHYSIQUE SOLVAY

SEPTIÈME CONSEIL DE PHYSIQUE -- BRUXELLES, 22-29 OCTOBRE 1933



Photo: Stanislas Coudrin

DR. HANNO LANGE, Bismarck

	H. A. KRAMERS	H. F. BOUTY	H. GAMOW	P. BLACKETT	M. COSYNS	Aug. PICCARD	
	E. STABEL	P. A. M. DIRAC		J. ERBERA		D. D. ELLIS	E. O. LAWRENCE
E. HENRIOT	F. JULIOT W. HEISENBERG	E. T. S. WALTON	P. DEBYE	B. CABRERA	W. BOTHE	Ed. BAUER	A. E. VERSCHAFFELY
F. PERRIN		E. FERMI		M. S. ROSENBLUM	W. PAULI	E. HERZEN	R. PEIERLS
E. SCHRÖDINGER	M ^{lle} I. JOLIOT	N. BOHR	A. IOFFE	M ^{lle} CURIE	D. W. RICHARDSON	Lord RUTHERFORD	M. de BROGLIE
				P. LANGEVIN		Th. DE DONDER	L. de BROGLIE
							M ^{lle} L. MEITNER
							J. CHADWICK

Abwesend: A. EINSTEIN in Ob.-Eug. GUYE

Abb. 83b: Die siebte Solvay-Konferenz am 25.10.1933 in Brüssel. Diese historische Aufnahme zeigt nahezu alle bedeutende Physiker und Chemiker – die in diesem Buch vorgestellten Forscher(innen) hier in Fettdruck; sitzgend (von links nach rechts): **Erwin Schrödinger**, **Irène Joliot-Curie**, **Niels Bohr**, **Abram Ioffe**, **Marie Curie**, **Paul Langevin**, **Owen Willans Richardson**, **Lord Ernest Rutherford**, **Théophile de Donder**, **Maurice de Broglie**, **Louis de Broglie**, **Lise Meitner**, **James Chadwick**. Stehend (von links nach rechts): **Émile Henriot**, **Francis Perrin**, **Frédéric Joliot-Curie**, **Werner Heisenberg**, **Hendrik A. Kramers**, **Ernst Stabel**, **Enrico Fermi**, **Ernest Walton**, **Paul Dirac**, **Peter Debye**, **Nevill Francis Mott**, **Blas Cabrera y Felipe**, **George Gamow**, **Walther Bothe**, **Patrick Blackett**, **M.S. Rosenblum**, **Jacques Errera**, **Ed. Bauer**, **Wolfgang Pauli**, **Jules-Émile Verschaffelt**, **Max Cosyngs**, **E. Herzen**, **John Douglas Cockcroft**, **Charles Drummond Ellis**, **Rudolf Peierls**, **Auguste Piccard**, **Ernest O. Lawrence**, **Léon Rosenfeld**. Abwesend waren: **Albert Einstein** (emigriert in die USA) und **Charles Eugène Guye**.

Er kam darauf, weil der Holländer *Peter Zeeman* 1896 beobachtet hatte, dass sich Spektrallinien von Atomen in Magnetfeldern aufspalten. Zwei weitere niederländische Forscher konnten diesen *Zeeman*-Effekt 1925 damit erklären, dass Elektronen neben einem Drehimpuls auch einen „Drall“ haben, der der Kreisbewegung eines Teilchens in einer Kreisbahn ähnelt (aus der Kreisbahnbewegung des Elektrons um den Atomkern, vergleichbar mit der Präzessionsbewegung der Erde aus ihrer Erdrotation heraus). Sie nannten diesen „Drall“ *spin*. Der Bahndrehimpuls der Elektronen, ihre Drehrichtung und auch ihr *spin* sind jedoch gequantelt (der Nachweis der Richtungsquantelung erfolgte 1921 im *Stern-Gerlach*-Versuch).

Für den *spin* gibt es daher nur zwei mögliche Raumrichtungen: Gegen oder mit dem Uhrzeigersinn, „up“ oder „down“. *Niels Bohr* hatte sich gefragt, wenn alle Energiebeträge im Atom quantisiert sind, warum denn dann im Atom nicht einfach alle Elektronen im niedrigsten Energiezustand verweilen (dem Grundzustand). Offenbar war es nicht so, denn sonst müssten ja alle Elemente bzw. Atome das gleiche chemische Verhalten zeigen: Wenn alle Atome im kugelsymmetrischen Grundzustand wären, auf dem niedrigsten Energieniveau, dann könnten sie über ihre Elektronen keine Verbindungen eingehen und keine Moleküle bilden, und erst recht keine komplexen Moleküle und kein Leben, wie wir es kennen. *Pauli* folgerte daraus, dass alle Elektronen im Atom also unterschiedliche Quantenzustände einnehmen – in jedem im Atom möglichen Quantenzustand kann dort also jeweils nur *ein* Elektron existieren (Das heißt: Zwei materieartige Elementarteilchen, so genannte „Fermionen“, können nicht im selben Quantenzustand sein. Wegen des *spins*, der „up“ oder „down“ sein kann, haben sie im Atom für jedes Energieniveau also nur zwei Besetzungsmöglichkeiten. Dieses Verhalten der Fermionen ist auch der eigentliche Grund, warum Materie nicht einfach in sich zusammenfällt, und es erklärt die „magischen Zahlen“ im Periodensystem über die Besetzung der Elektronenschalen nach *Bohrs* Atommodell).

Pauli formulierte sein Ausschließungsprinzip folgendermaßen:

In jedem Quantenzustand darf sich nicht mehr als ein Elektron aufhalten.
(*Pauli*-Prinzip)

Als die Quantenmechanik in der Atomphysik immer mehr angewendet wurde, führte man Quantenzahlen ein. Quantenzahlen dienen der Angabe bestimmter, messbarer Größen, die sich an Teilchen, Systemen oder einem seiner Zustände bestimmen lassen. Für die Quantenzustände der Elektronen gibt es vier Quantenzahlen:

Quantenzahl	Wert	Bezeichnung	Beispiel
Hauptquantenzahl n	1, 2, 3, ...	K, L, M, ...	3
Nebenquantenzahl l	0, ..., $n-1$	s, p, d, f, ...	0, 1, 2
Magnetquantenzahl m	-1, ..., +1	s / $p_{x,y,z}$ / d_{yz,xz,xy,z^2,x^2-y^2} ...	-2, -1, 0, 1, 2
<i>spin</i> s	-1/2, +1/2	↓, ↑	-1/2, +1/2

Das *Pauli*-Prinzip kann daher auch so ausgedrückt werden:

In einem Atom kann es kein Elektron geben, dass einem anderen Elektron in allen vier Quantenzahlen (Energiezuständen) gleicht.
(*Pauli*-Prinzip)

Paulis Erkenntnis hatte eine bedeutende Auswirkung auf die Chemie: *Mendelejews* „Periodensystem der chemischen Elemente“ (PSE) und der Aufbau der Atome wurden durch das *Pauli*-Prinzip verständlich.

Bohr hatte 1921 ein „Aufbauprinzip“ entwickelt, das das periodische Auftreten der chemischen Eigenschaften der Elemente im PSE mit der Struktur und den Eigenschaften der Atomhülle erklären sollte. Es half, die Anordnung der Elektronen in Atomen, Ionen und Molekülen im energetisch niedrigsten Zustand zu beschreiben.

Nach und nach füllen sich die Aufenthaltsräume bzw. Energieniveaus in der Atomhülle mit den Elektronen auf. Da alle Elektronen im Atom nicht einfach im niedrigsten Energiezustand verweilen, so hatte *Pauli* gefolgert, kann in jedem im Atom möglichen Quantenzustand kann dort also jeweils nur *ein* Elektron existieren (*Pauli*-Prinzip, s. o.). Im untersten Niveau K (auch als „Hauptquantenzahl“ $n = 1$) können sich maximal also nur zwei Elektronen befinden, sofern sie einen unterschiedlichen *spin* aufweisen (Symbole: \downarrow und \uparrow oder als *spin*-Quantenzahl ausgedrückt: $-1/2$, $+1/2$). Das entspricht der Anordnung der Elektronen im Wasserstoff- und im Heliumatom.

Ein drittes und viertes Elektron muss im Atom, dem Ausschließlichkeits- oder *Pauli*-Prinzip entsprechend, ein höheres Niveau L einnehmen (mit $n = 2$), so im Lithium- und Berylliumatom (Elemente Nr. 3 und 4 im PSE). Da bei deren Drehimpuls zudem unterschiedliche räumliche Orientierungen im Magnetfeld möglich sind (entsprechend den drei Raumrichtungen x , y und z), können in diesen drei Niveaus $p_{x,y,z}$ sowie im kugelsymmetrischen Grundniveau s insgesamt vier Elektronenpaare mit jeweils unterschiedlichem *spin* \downarrow und \uparrow untergebracht werden („Elektronenoktett“). Das *Pauli*-Prinzip erklärt also, weshalb im Periodensystem oben zwei und in der zweiten Periode acht Elemente stehen (vom Lithium mit zwei Innen- und einem Außenelektron bis zum Neon mit zwei Innen- und acht Außenelektronen).

Das *Pauli*-Prinzip erklärt auch den Unterschied zwischen Leitern, Halbleitern und Nichtleitern (Isolatoren) oder auch die ungewöhnliche Stabilität von Atomkernen mit bestimmten „magischen“ Anzahlen von Nukleonen (2, 8, 20, 28, 50, 82 und 126). *Richard Feynman* beschrieb das *Pauli*-Prinzip so: „Die Elektronen können nicht einfach alle aufeinanderhocken – diese Tatsache ist es, die einen Tisch und alles andere zu einem harten Gegenstand macht.“ (Zitat aus: Tony Hey und Patrick Walters, das Quantenuniversum: die Welt der Wellen und Teilchen, Heidelberg 1998, Spektrum-Verlag).

Pauli drückte sich auch ansonsten recht plastisch aus. Seine berüchtigte, oft schonungs- und respektlos vorgebrachte Kritik traf sogar *Einstein*. *Pauli* schrieb 1929 seinem Kollegen *Pascual Jordan* nach Hamburg: „Einstein soll im Berliner Kolloquium schrecklichen Quatsch über einen Fernparallelismus verzapft haben!“. *Pauli*'s Freund *Paul Ehrenfest* teilte *Pauli* einmal mit: „Herr *Pauli*, Ihr Enzyklopädieartikel gefällt mir besser als Sie selbst!“. *Pauli* zurück an *Paul Ehrenfest*: „Das ist doch komisch, mir geht es mit Ihnen gerade umgekehrt!“ (Zitiert aus: Karl von Meyenn, Hrsg.: Wolfgang *Pauli*. Wissenschaftlicher Briefwechsel mit Bohr, Einstein, Heisenberg u. a. Bd. I–IV, Berlin 1979–2001). Als *Heisenberg* seine „Einheitliche Feldtheorie“ einmal im Radio als „*Heisenberg-Pauli*-Theorie“ bezeichnete und optimistisch als kurz vor der Vollendung bezeichnete, da „nur ein paar Details“ fehlten, sandte *Pauli* am 1.3.1958 diesbezüglich eine Postkarte an ihren gemeinsamen Kernphysik-Kollegen *Gamow*. Sie zeigte nur ein Quadrat. Darunter stand eine Bemerkung: „Ich kann malen wie *Tizian*.“ Und in kleinerer Schrift: „Es fehlen nur die Details.“

Bei den Experimentalphysikern galt *Pauli* als handwerklich ungeschickt. Sie scherzten, seine bloße Anwesenheit im Raum oder auch nur in der gleichen Stadt bringe Laborgeräte zum Versagen: der „*Pauli*-Effekt“. Unter den Theoretikern aber war er als Perfektionist

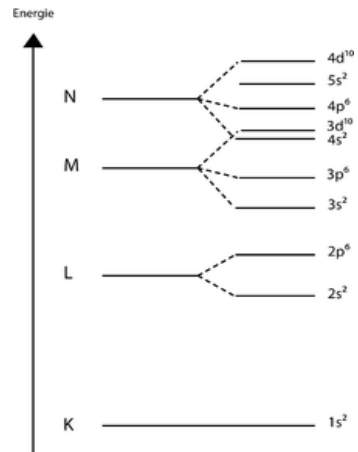


Abb. 84: Termschema, mögliche Energieniveaus von Elektronen im Atom

verschrien. Sie nannten ihn „das Gewissen der Physik“, denn er beurteilte ihre Arbeiten oft als „ganz falsch“ oder mit: „Das ist nicht nur nicht richtig, es ist nicht einmal falsch!“. Bald kursierten Witze darüber: „Nach *Paulis* Tod gewährte Gott *Pauli* eine Audienz. *Pauli* fragte Ihn, warum die Feinstrukturkonstante den Wert $1/137$ habe. Gott nickte, ging zur Tafel und begann, Gleichung nach Gleichung in rasender Geschwindigkeit abzuleiten. *Pauli* sah zunächst mit großer Genugtuung zu, aber bald schon begann er heftig und entschieden, seinen Kopf zu schütteln ...“ (Zitiert aus: https://de.wikipedia.org/wiki/Wolfgang_Pauli).

Privat ging es *Pauli* weniger gut. Sein Vater hatte eine Affäre, seine Mutter beging deshalb Selbstmord, und er selbst heiratete eine Tänzerin und bekam Alkoholprobleme. Von 1932 bis 1934 war er in psychoanalytischer Behandlung. Eine zweite Ehe brachte Frieden in sein Leben (ab 1934), blieb aber kinderlos.

Eines der Elementarteilchen in der Atomkernphysik jedoch wurde sein „Kind“. Einige Jahre zuvor, 1930, hatte *Pauli* einen Brief an *Lise Meitner* und die „Lieben Radioaktiven Damen und Herren“ verfasst, die in Tübingen auf einer Physikerkonferenz tagten. *Pauli* hatte sich zum radioaktiven Betazerfall Gedanken gemacht. Er schrieb, er habe bemerkt, dass der Energie- und der Impulserhaltungssatz nur dann erfüllt sein können, wenn bei der Umwandlung eines Neutrons n in ein Proton p^+ und ein Elektron e^- im Atomkern ein weiteres, neutrales, sehr kleines Elementarteilchen entstehen würde. Keiner der Kernphysiker damals konnte das beweisen, aber 1956 wurde dieses Teilchen dann tatsächlich doch noch gefunden. *Enrico Fermi* gab ihm die Bezeichnung „Neutrino“ („kleines Neutron“).

7.1.7 Quantenchemie – Paulings Bindungsmodell und Hückels Aromatenregel (um 1930)

Auch *Linus Carl Pauling* (1901-1994) befasste sich mit der Elektronenstruktur von Atomen. Er tat das erfolgreich, und wurde sogar, zusammen mit *Marie Curie*, der bisher einzige Träger zweier unterschiedlicher Nobelpreise. Neben dem Nobelpreis für Chemie (1954, „für seine Forschungen über die Natur der chemischen Bindung und ihre Anwendung bei der Aufklärung der Struktur komplexer Substanzen“) erhielt er auch noch den Friedensnobelpreis (1963).

Atome verbinden sich über ihre die Elektronen in ihren Außenschalen zu Molekülen. *Bohr* hatte für diese „Elektronenschalen“ ein „Termschema der Energieniveaus der Elektronen“ erstellt. In diesem Aufbauprinzip ist das *Pauli*-Prinzip anzuwenden. *Pauling* veranschaulichte das durch die „Kästchenschreibweise“, auch *Pauling*-Schreibweise genannt. Sie ist eine grafische Darstellung der Elektronenzustände in den Atomorbitalen. Die Nebenquantenzahl, nach *Bohrs* Modell die äußere Schale der Atomhülle, wird dabei inklusive des *spins* angegeben und das Niveau der betreffenden Schale in Buchstaben symbolisiert (K-, L-, M-, N-Schale).

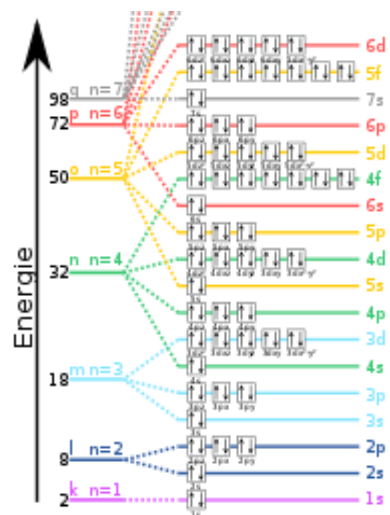


Abb. 85: Energiestufenschema in der *Pauling*- oder Kästchenschreibweise: Die von Elektronen besetzbaren Energiestufen („Orbitale“ werden als Kästchen dargestellt, die Elektronen als Pfeile mit jeweils unterschiedlichem *spin* (als \uparrow und \downarrow)

Die Orbitale werden durch Kästchen dargestellt. Kästchen auf gleicher Höhe, die lückenlos aneinandergrenzen, sind also Orbitale mit gleicher Energie bzw. Nebenquantenzahl (Abszisse = Energiegehalt). Das s-Orbital ist deshalb ein einzelnes Kästchen, die p-Orbitale p_x , p_y und p_z sind drei aneinandergrenzende Kästchen, die d-Orbitale fünf und die f-Orbitale sieben aneinandergrenzende Kästchen. Die Elektronen hierin werden mit Pfeilen dargestellt: Pfeile nach oben für Elektronen mit parallelem *spin*, Pfeile nach unten für Elektronen mit antiparallelem *spin* (Die *Hund'sche* Regel gibt vor, dass zunächst alle Orbitale – „Kästchen“ – derselben Nebenquantenzahl, d.h. im selben Energieniveau, einfach zu besetzen sind, bevor die Doppelbesetzung mit dem jeweiligen Elektron mit antiparallelem *spin* erfolgt).

Pauling war schon als Kind ideenreich, neugierig und eine Leserratte. Als Gymnasiast experimentierte er in einem privat eingerichteten Chemielabor – im Schlafzimmer seines Freundes *Lloyd Jeffress*, und die Versuche inspirierten ihn so sehr, dass er auch neben der high school weiterforschte – wobei er sich den größten Teil der Ausrüstung und Materialien aus einer leerstehenden Stahlfabrik auslieh, in der sein Großvater als Nachtwächter angestellt war. Am *College* lernte er die Chemiker *Lewis* und *Langmuir* kennen. Beide beschäftigten sich mit dem Zustandekommen von chemischen Bindungen zwischen den Atomen. Auch *Pauling* untersuchte daraufhin die Zusammenhänge von Stoffeigenschaften und Atomstrukturen, so dass die drei zu Mitbegründern eines neuen Wissenschaftszweiges wurden, der Quantenchemie.

Als Quantenchemie wird die Beschäftigung quantenchemischer Probleme mit chemischen Fragestellungen bezeichnet. Das elektrische Verhalten der Atome und Moleküle steuert deren Reaktionsfähigkeit. Anfangs untersuchten *Heitler* und *London* das Wassermolekül quantenchemisch (1927). *John C. Slater* und *Linus Pauling* erweiterten ihren Ansatz und formulierten die *Valence-Bond-* oder VB-Theorie (auch *Heitler-London-Slater-Pauling-* oder HLSP-Methode genannt). Die Betrachtung der paarweisen Wechselwirkung zwischen den Atomen verfeinerte die klassische Betrachtung der chemischen Bindung zwischen Atomen. *Friedrich Hund* und *Robert S. Mulliken* beschrieben sie daraufhin in Form einer mathematischen Funktion, die die Elektronen als „delokalisiert“ umschreibt – im Sinne der Ortsunschärfe: Der Bereich ihrer Aufenthaltswahrscheinlichkeit, das „Orbital“ „verschmiert“ über weite Bereiche des Moleküls. Dieses Verfahren wird *Hund-Mulliken-* oder *Molecular Orbital-* bzw. MO-Methode genannt. Mathematische Näherungsverfahren ermöglichen so die Voraussage stoffliche Eigenschaften (Computerchemie).

Eine besondere Leistung dieser Art war die quantentheoretische Deutung der Eigenschaften von Benzol C_6H_6 . *Erich Hückel* (1896-1980) konnte hieraus den besonderen, „aromatischen“ Zustand dieser Moleküle definieren (*Hückel-Regel*; *Hückel* forschte ab 1928 in London, dann bei *Niels Bohr* in Kopenhagen an der Anwendung der Quantenmechanik auf die chemische Bindung und ab 1929 bei *Heisenberg* und *Hund*. Hier verfasste er 1931 seine Arbeit über die Doppelbindung und das Benzol, die zur Basis der späteren HMO- oder *Hückel-Molecular Orbital Theory* wurde, das *Hückel'sche* Molekülorbital-Verfahren), während *Pauling* an Feldern der Quantenmechanik weiterforschte, die er 1926 bei einer Europareise zu *Bohr*, *Sommerfeld* und *Schrödinger* betreten hatte – der Elektronenstruktur der Atome und Moleküle. Sommer 1930 reiste *Pauling* erneut nach Europa. Er probierte die Verwendung von Elektronen bei Beugungsstudien, ähnlich wie bei seinen vorherigen Röntgenbeugungsuntersuchungen. Er entschlüsselte die Molekularstruktur vieler chemischer Substanzen und führte 1932 den Begriff „Elektronegativität“ (EN) ein. Zwei Nichtmetallatome verbinden sich, indem sie je ein Außenelektron gemeinsam nutzen.

Die EN eines Atoms gibt an, wie stark es solch ein bindendes Elektronenpaar zu sich herüberziehen kann. Ungleiche EN-Werte zweier Bindungspartner sorgen dafür, dass die entstehende Bindung „polar“ wird – das Molekül wird ein Dipol. Der Stoff kann dadurch z. B. einen höheren Siedepunkt aufweisen (So ist zum Beispiel die C-H-Bindung im CH₄-Molekül unpolar: H₃C-H. Aber Kohlenstoff und Brom weisen einen großen EN-Unterschied auf, die C-Br-Bindung im CH₃Br-Molekül ist polarisiert und das Molekül ein Dipol: H₃ $\overset{\delta+}{\text{C}}-\overset{\delta-}{\text{Br}}$).

Pauling bestimmte die EN-Werte für zahlreiche Elemente, indem er zahlreiche Eigenschaften ihrer Moleküle berücksichtigte wie z. B. der Dipolmomente und der Energie, die aufgewendet werden muss, um chemische Bindungen aufzubrechen. Die *Pauling*-Skala der EN-Werte und sein Buch von 1930 *The Nature of the Chemical Bond* (Die Natur der chemischen Bindung) brachten ihm 1954 den Nobelpreis für Chemie ein, „für seine Forschungen über die Natur der chemischen Bindung und deren Anwendung zur Erhellung der Strukturen von komplexen Substanzen“. Hierzu gehörte auch sein Konzept der „Hybridisierung“. Es erklärt beispielsweise, warum Kohlenstoffatome, wie schon *Erlenmeyer* vermutet hatte, im Ethan C₂H₆ tetraedrisch von Wasserstoffatomen umgeben sind, warum Ethenmoleküle C₂H₄ eben strukturiert sind und die Ethinmoleküle C₂H₂ linear.



Abb. 86: *Pauling* und seine Kinder feiern die Verleihung des Nobelpreises (Stockholm 1954)

Die Elektronen eines Atoms werden als auf verschiedenen Atomorbitalen (bezeichnet als s, p usw.) befindlich beschrieben (s. o.). Zur Beschreibung von Bindungen in Molekülen können dann Funktionen aufgestellt werden, bei denen beide Teile gegenseitig Eigenschaften übernehmen. Das 2s- und die drei 2p-Orbitale eines Kohlenstoffatoms können z. B. zusammengefasst werden, um vier energetisch äquivalente Orbitale zu bilden – die sp³-Hybridorbitale im Methan CH₄ und Ethan C₂H₆. Und wird das 2s-Orbital mit zwei 2p-Orbitalen kombiniert, so ergeben sich drei gleichwertige sp²-Hybridorbitale (vorhanden im Ethen). *Pauling* konnte ferner erklären, dass solche Elektronenpaarbindungen („kovalente Bindungen“ und Bindungen zwischen Ionen Grenzfälle darstellen, zwischen denen sich fast alle üblichen chemischen Bindungen bewegen: Die Differenz der Elektronegativität zwischen den Atomen wird zum Maß für den Grad der Ionisierung einer Bindung.

Mitte der 1930er-Jahre begann *Pauling* sich für Moleküle mit biologischer Bedeutung zu interessieren, die er zusammen mit Biologen wie *Dobzhansky*, *Morgan* und *Bridges* untersuchte. Am Blutfarbstoff Hämoglobin konnte er nachweisen, dass es seine Struktur ändert, wenn es ein Sauerstoffmolekül O₂ bindet oder abgibt. Auch viele Proteinmoleküle wurden mit Hilfe der Röntgenbeugung untersucht. Elf Jahre später hatte er ein Modell der Struktur des Hämoglobins entworfen. Die Atome waren in einer Helix angeordnet – und genau diese Struktur fand sich bei anderen Eiweißen wieder („Sekundärstruktur der Proteine“ mit Alpha-Helix und Beta-Faltblatt).

Dann kam der zweite Weltkrieg. Der Atheist *Pauling* wurde zum Friedensaktivisten. Er trat 1946 dem *Emergency Committee of Atomic Scientists* bei und klärte mit *Einstein*, *Bethe*, *Urey* und Anderen über die Gefahren von Nuklearwaffen auf. Die USA verweigerten ihm 1952 daraufhin den Reisepass zur Ausreise nach London, wo eine Wissenschaftlerkonferenz „seine“ Helix-Struktur der Eiweiße diskutierte. Die Wissenschaftler um *Einstein*

protestierten, und für die Konferenz im Juli 1952 in Frankreich bekam er seinen Pass zurück. Als der Biologe *Barry Commoner* 1957 festgestellt hatte, dass überirdische Atomtests radioaktiven *fallout* erzeugten, durch den radioaktives Strontium-90 in die Milchzähne nordamerikanischer Kinder gelangte, starteten *Pauling* mit ihm eine Unterschriftenkampagne. 1958 übergab *Pauling* die Petition an die UN – 11000 Wissenschaftler hatten unterschrieben. Der öffentliche Druck wurde so stark, dass *Kennedy* und *Chruschtschow* 1963 das entsprechende Moratorium mit dem Testverbot unterschrieben. Am Tag der Unterzeichnung verkündete das Nobelpreiskomitee den Träger des nächsten Friedensnobelpreises: „*Linus Carl Pauling* hat sich seit 1946 immer unablässig eingesetzt, nicht nur gegen Atomwaffentests, nicht nur gegen die Verbreitung von Atomwaffen, auch nicht gegen deren Verwendung, sondern gegen alle Kriegsführung als Maßnahme zur Lösung internationaler Konflikte.“

7.1.8 Als das Unteilbare teilbar wurde (neutrale Elementarteilchen und die Atomkernspaltung)

Sir *James Chadwick* (1891-1974) studierte bis 1911 Physik und arbeitete anschließend bei *Rutherford* in Manchester an verschiedenen Problemen der Radioaktivität. Im ersten Weltkrieg kam er in ein Internierungslager, wo er im weiter experimentieren durfte. Zurück in England arbeitete er mit *Rutherford* weiter an der Untersuchung des Aufbaus des Atomkerns und der Gammastrahlung. Über die Forschungsergebnisse tauschte man sich aus, auch im Rahmen der 1894 von *van't Hoff*, *Ostwald* und *Nernst* gegründeten *Bunsen-Gesellschaft*.



Abb. 87: „Bunsentagung“ in Münster 1932, *Chadwick* sitzend, ganz links

Auf der im Mai 1932 stattfindenden „Bunsentagung“ in Münster hatte *Rutherford*s Schüler *Chadwick* mit einer Sensation für die Kollegen aufzuwarten. Er hatte, wie schon am 27.2.1932 in der Zeitschrift *Nature* berichtet, Berylliumatome mit Alphateilchen beschossen. Dabei entstand 1930 neu entdeckte „Beryllium-Strahlung“. Sie durchdrang Materie und konnte leichte Atome in schnelle Bewegung versetzen. Die Energie dieser „Gammastrahlung“ schien daher so groß, dass sie alles bis dahin Bekannte weit übertraf. Das Ehepaar *Curie* hatte 1931 festgestellt, dass diese Strahlung in einer Ionisationskammer keine Spur hinterließ – sie war elektrisch neutral. Und wenn sie vor der Ionisationskammer eine Parafinschicht durchdrang, dann stieg der Strom in der Kammer stark an. Die *Curies* vermuteten, sie löste Protonen aus dem Paraffin. Für *Chadwick* war klar: Diese „Beryllium-Strahlung“, die in der Lage war, aus Paraffin Protonen mit so hoher Energie herauszuschlagen, bestand nicht aus Gammastrahlen, sondern aus schnell bewegten Teilchen. Sie mussten ungefähr die Masse eines haben, jedoch elektrisch neutral sein. Und sie entstanden, weil aus dem Beryllium dabei nicht, wie erwartet, Bor wurde sondern Kohlenstoff: Der Beryllium-Atomkern (4 Protonen, 9 Masseinheiten) und das Alphateilchen (Heliumatomkern, 2 Protonen, 4 Masseinheiten) bilden einen Kohlenstoffatomkern (6 Protonen, 12 Masseinheiten). Die nun fehlende, dreizehnte Masseinheit war das schnell bewegte, elektrisch neutrale Teilchen „n“ (Gleichung: ${}^4_2\text{Be} + {}^4_2\alpha \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^1_0\text{n}$). Er nannte es „Neutron“. Und

seine knapp einseitige Veröffentlichung „Possible existence of a neutron“ in der Zeitschrift *Nature* 1932 auf S.312, unter *Letters to the Editor* (online einsehbar unter: <http://web.mit.edu/22.54/resources/Chadwick.pdf>), brachte ihm 1935 später den Nobelpreis ein (*Rutherford* hatte die Existenz eines neutralen Kernbausteins schon 1920 vorausgesehen. Er hielt es für eine Art Proton-Elektron-Kombination, ein „kollabiertes Wasserstoffatom“).

Nun wurde klar, dass es wohl mehrere Möglichkeiten der Umwandlung von Atomkernen gab: Das Einbringen von Neutronen in schwere Kerne erzeugte neue, noch schwerere Nuklide. Die Entdeckung solcher Nuklide war „Hobby“ und Forschungsschwerpunkt des Radiochemikers *Otto Emil Hahn* (1879-1968). Er unternahm schon als 15-Jähriger einfache chemische Experimente, in der Waschküche seiner Mutter, wie er erzählte:

„Ich lernte Wasserstoff herzustellen, mit Sauerstoff Kohle zu verbrennen, mit Natriummetall, gelbem Phosphor und Kaliumchlorat zu experimentieren. An Formelgleichungen wagten wir uns allerdings noch nicht heran. In den höheren Klassen wurde es ein bißchen besser. Ein Freund meines älteren Bruders Karl, der selbst Chemie studierte, schenkte mir das Lehrbuch *Die Schule der Chemie* ... und in der Oberprima hörten wir sogar ein Kolleg über organische Farbstoffe bei ... Professor Freund ... Er zeigte uns sehr schöne Farbreaktionen. So verdichtete sich langsam bei mir der Wunsch, Chemiker zu werden.“

Er wurde es. Als Mitarbeiter von *Ramsay*, dem Entdecker der Edelgase, entdeckte *Hahn* 1905 das „Radiothorium“. Er kam in die Zeitung. „A new Element!“, berichtete der *Daily Telegraph* in London. *Frederic Soddy* schrieb dazu 1925: „An einer früheren Stelle habe ich die merkwürdige historische Tatsache erwähnt, dass niemand die Arbeit, die Madame *Curie* an Uranmineralien ausführte, mit Bewusstsein an Thoriummineralien wiederholt hat. Dies geschah versehentlich durch den heute weltberühmten Professor *Hahn* im Jahre 1905 im Laboratorium von Sir *William Ramsay* in London bei seiner allerersten Untersuchung auf jenem Gebiet, auf dem er sich als größte lebende Autorität erwiesen hat. Dabei entdeckte er sogleich das „Radiothorium“, einen neuen Alpha-Strahler der Thoriumreihe mit einer Durchschnittslebensdauer von 3 Jahren. Natürlich versuchten auch viele andere Chemiker dieses neue Thoriumglied aus Thoriumzusammensetzungen zu gewinnen, denn es wäre genau so wie Radium sehr wertvoll gewesen. Aber alle erlebten einen völligen Misserfolg. Wie war es aber dann dem Zauberer *Hahn* gelungen, der damals noch ein blutiger Anfänger auf dem Gebiet der Radiochemie war?“ Dann entdeckte *Hahn* Nuklide wie Thorium C (heute: das Poloniumisotop ^{212}Po), Radium D (das Bleiisotop ^{210}Pb) und Radioactinium (das Thoriumisotop ^{227}Th). *Rutherford* stellte fest: „*Hahn* has a special nose for discovering new elements“ – einen „Riecher“ für Kernphysik. Seine 1908/09 entdeckte Deutung des „radioaktiven Rückstoßes“ formulierte er zum Beispiel so:



Abb. 88: *Otto Hahn* und *Lise Meitner* im Labor, Kaiser-Wilhelm-Institut für Chemie, Berlin, 1913

„Der Zerfall eines radioaktiven Atoms geschieht bekanntlich explosionsartig, die Alphastrahlen erreichen eine Geschwindigkeit bis zu 1/10, die Elektronen nahezu volle Lichtgeschwindigkeit. Zerplatzt nun ein derartig radioaktives Atom, so wird das übrigbleibende Rest-Atom durch das Ausschleudern der Elektronen oder mehr noch der Alphastrahlen einen Rückstoß bekommen, ähnlich wie die Kanone, wenn das Geschoss den Lauf verlässt. Die Geschwindigkeit des Rest-Atoms bestimmt sich daher nach dem Schwerpunktsatz.“

Mit der „Rückstoßmethode“ entdeckten *Hahn* und *Meitner* schließlich weitere neue radioaktive Substanzen, unter anderem die Isotope ^{214}Po , ^{207}Tl , ^{208}Tl und ^{210}Tl , und zusammen mit ihrem Assistenten *Fritz Straßmann* setzten die Beiden die Untersuchung der Vorgänge beim Neutronenbeschuss von Uran fort, die der Italiener *Fermi* 1934 begonnen hatte. Man glaubte, dass beim Beschuss der Uranatome mit Neutronen größere Atomkerne entstehen würden, mit über 92 Protonen (die „Transurane“) – auch wenn die Chemikerin *Ida Noddack* vermutete: „Es wäre denkbar, dass bei der Beschießung schwerer Kerne mit Neutronen diese Kerne in mehrere größere Bruchstücke zerfallen, die zwar Isotope bekannter Elemente, aber nicht Nachbarn der bestrahlten Elemente sind.“ (In: *Angewandte Chemie*, Nr. 47, Jg. 1934). Begeistert berichtete *Hahn* *Rutherford* von den Fortschritten bei Uran-Forschungen. *Rutherford* antwortete im April 1935: „Vielen Dank für Deine kurzen Zeilen und für die Übersendung der Kopien Deiner neuesten Artikel über die Neutronenumwandlungen des Urans. Die Untersuchung dieses Punktes muss ganz genau in Dein Gebiet gefallen sein, und ich bin sicher, dass es Dir sehr viel Spaß gemacht hat, die Beschaffenheit der Umwandlungsprodukte klären zu können. Es ist alles sehr interessant und geht jetzt so schnell, dass es schwierig ist, alle erzielten Ergebnisse im Gedächtnis zu behalten.“

Rutherford erlebte *Hahns* bedeutendste Entdeckung nicht mehr. Er starb 1937 in Cambridge, nur vierzehn Monate vor der Entdeckung der Kernspaltung. *Lise Meitner* emigrierte nach *Hahns* vorbereitender Hilfe im Juli 1938 von Berlin illegal nach Schweden, da sie März 1938 ihre österreichische Staatsbürgerschaft verloren hatte und wegen ihrer jüdischen Abstammung gefährdet war. *Hahn* und *Straßmann* untersuchten in dieser Zeit mit Neutronen bestrahlten Uranproben auf Spuren von Transuranen. Dabei entdeckten die beiden Chemiker jedoch Bariumspuren im bestrahlten Uran, und als sie 17. Dezember 1938 eine „Radium-Barium-Mesothorium-Fraktionierung“ vorgenommen hatten, erkannte *Hahn* den Grund der plötzlichen Herkunft des Bariums: Der Neutronenbeschuss verursachte ein „Zerplatzen des Urankerns“ in mittelschwere Atomkerne, eine Kernspaltung von Uran in Barium und einen weiteren Atomkern.

Bohr reiste 1939 in die USA, um mit *Einstein* physikalische Probleme zu diskutieren. Kurz vor seiner Abreise aus Dänemark hörte er von *Frisch* und *Meitner* von den *Hahn-Straßmanns*chen Versuchsergebnissen. Die Neuigkeit verbreitete sich unter anderen Physikern, unter ihnen auch *Enrico Fermi*. Dieser erahnte die Möglichkeit einer kontrollierten Spaltungs-Kettenreaktion. Auch *Chadwick* spürte, was das bedeutete: „*I realised that a nuclear bomb was not only possible, it was inevitable* - Mir wurde klar, dass eine Nuklearbombe nicht nur möglich war, sondern dass sie unausweichlich kommen würde“. Und weiter: „*I had then to start taking sleeping pills. It was the only remedy.* - Von da an musste ich Schlaftabletten einnehmen; ohne ging es nicht mehr.“



Abb. 89: Oben Skizze von Gary Sheehan, *Atomic Energy Commission*, vom Moment der Inbetriebnahme des ersten Kernreaktor: 2.12.1942 um 15.22 Uhr Ortszeit: Forscher um Fermi überwachen den CP-1-Reaktor, während er beginnt, von selbst weiterzulaufen (Beginn der Kernreaktion), weil Physiker Weil (unten) langsam die Bremsstange herauszieht. Links unten die Explosion über Nagasaki, 9. August 1945 nach dem Atombombenabwurf. Der Atompilz stieg 18 km hoch, Rechts unten: Briefmarken der Deutschen Bundespost, 1964 und 1979, zum Gedenken an die Entdeckung der Kernspaltung

Fermi führte 1942 mit seinem Team in Chicago das erste erfolgreiche Reaktorexperiment durch. Unter der stillgelegten Sporttribüne des Football-Stadions *Stagg Field* in Chicago, in einer Art Squash-Halle, wurde eine 7,6 Meter hohe, ungefähr kugelförmige Aufschichtung von Blöcken aus 5,4 Tonnen Uranmetall, 45 Tonnen Uranoxid und 360 Tonnen Graphit konstruiert, in der Cadmiumbleche als Neutronenabsorber steckten. Im Notfall sollte ein Mitarbeiter das Befestigungsseil eines über dem *Pile* hängenden Regelements mit einer Axt durchtrennen, das dann in den Reaktor gefallen wäre. Drei weitere Mitarbeiter sollten den *Pile* zusätzlich mit einer Cadmiumsalzlösung fluten, eine „Scram-Schnellabschaltung“ (von engl. *to scam* ‚fliehen‘, ‚abhauen‘; Fermi nannte das Verfahren scherzhaft „*Safety Cut Rope Axe Man*“). Die erste Demonstration vor geladenen Gästen fand am 2. Dezember 1942 statt, ohne Schutz vor Strahlung. Ein Mitarbeiter zog die Steuerstäbe ein Stück weit aus dem Reaktorkern, und Fermi überwachte die Neutronenzählrate. Die Kernreaktion setzte ein und wurde nach 28 Minuten beendet. Fortan waren Atome teilbar, ihre Kerne konnten „geknackt“ werden, zur Freisetzung der Kernkraft.

Die USA setzten die Kernkraft zur Beendigung des Krieges ein – als Nuklearwaffe, deren tödliche Kraft auf der von Hahn entdeckten Uranatom-Kernspaltung beruhte. Es gab in Hiroshima und Nagasaki über 100.000 Sofort-Tote, rund 240.000 Menschen starben in den Monaten danach. Das japanische Kaiserreich kapitulierte.

Werner Heisenberg erinnerte sich an Hahns Reaktion auf diese Waffeneinsätze: „Am tiefsten getroffen war begreiflicherweise Otto Hahn. Die Uranspaltung war seine bedeutendste wissenschaftliche Entdeckung, sie war der entscheidende und von niemandem vorhergesehene Schritt in die Atomtechnik gewesen. Und dieser Schritt hatte jetzt einer Großstadt und ihrer Bevölkerung, unbewaffneten Menschen, von denen die meisten sich am Kriege unschuldig fühlten, ein schreckliches Ende bereitet. Hahn zog sich erschüttert und verstört in sein Zimmer zurück, und wir waren ernstlich in Sorge, dass er sich etwas antun könnte.“ Hahn war fortan einer der engagiertesten und bedeutendsten Vorkämpfer für Frieden, Abrüstung und Völkerverständigung. Chadwick kehrte nach Liverpool zurück und hatte schließlich großen Anteil an der britischen Entscheidung zur Beteiligung am Aufbau des europäischen Kernforschungszentrums CERN.

7.1.9 Antiteilchen, virtuelle Teilchen, Quarks – der Elementarteilchen-Zoo

Am Kernforschungszentrums CERN wurden ab 1954 neue Elementarteilchen entdeckt und erzeugt, viel kleiner und exotischer als Protonen, Neutronen und Elektronen. Doch schon bevor es das CERN gab, zeigten einige Forscher auf, dass es seltsame Antiteilchen gibt, und sogar „virtuelle“ Teilchen.

Als 1939 in der *Physical Review* (Bd.56, S.340-343) der Aufsatz *Forces in molecules* (Kräfte in Molekülen) erschien, dachte noch niemand daran, dass hier späterer Nobelpreisträger (1965) eine Laufbahn begann, die ihn zu einem der großen Physiker des 20. Jahrhunderts und zum Begründer der „Quantenelektrodynamik“ (QED) werden ließ. Der charismatische US-Forscher Richard Phillips Feynman (1918-1988) schaffte es, hochkomplizierte quantenfeldtheoretische „elementare Wechselwirkungen“ in anschauliche Diagramme zu fassen und die unanschaulichen Gesetzmäßigkeiten der Quantenphysik in Büchern wie *QED. Die seltsame Theorie des Lichts und der Materie* einem breiten Publikum verständlich zu machen. Seine Vorlesungen, veröffentlicht unter <http://www.feynmanlectures.caltech.edu/online>, begeisterten Tausende.

Er schrieb im Epilog, im Schlusswort:

„Finally, may I add that the main purpose of my teaching has not been to prepare you for some examination—it was not even to prepare you to serve industry or the military. I wanted most to give you some appreciation of the wonderful world and the physicist’s way of looking at it ... it is even possible that you may want to join in the greatest adventure that the human mind has ever begun. – Schließlich möchte ich hinzufügen: Das Ziel meiner Lehrtätigkeit war es nicht, Sie für eine Examenprüfung vorzubereiten – auch nicht für Ihren Dienst in der Industrie oder im Militär. Ich wollte Ihnen eher eine Wertschätzung für diese wunderbare Welt vermitteln, und für die Art der Physiker, auf sie zu schauen ... es könnte sogar sein, dass Sie teilhaben wollen an dem größten Abenteuer, dass der menschliche Geist je begonnen hat.“

Und seine Theorien waren abenteuerlich: Feynman erkannte, dass es noch kleinere Teilchen gibt, aus denen sich Elementarteilchen wie die Elektronen zusammensetzen. Und Antiteilchen, die in der Zeit rückwärts laufen (*Theory of positrons*. In: *Physical Review*. Band 76, 1949, S. 749–759 bzw. doi:10.1103/PhysRev.76.749). Und virtuelle Teilchen – fiktive Teilchen-Antiteilchen-Paare, die spontan entstehen und wieder vergehen, noch bevor man sie beobachten kann.

Seine „QED“ erklärte „Quarks“ und „Antiquarks“, die „seltsame Theorie des Lichts und der Materie“ überhaupt (1985). Am Beispiel einer Rose erklärte er hochkomplizierte Quantenphysik dermaßen eingängig, dass er seine Leser zu bewundernden Äußerungen veranlasste wie: „Nachdem ich Feynmans Beschreibung einer Rose gelesen hatte – in der er

erläuterte, dass er den Duft und die Schönheit der Blume zu würdigen wisse wie jeder andere, dass aber seine physikalischen Kenntnisse dieses Erlebnis außerordentlich intensivierten, weil er auch das Wunder und die Herrlichkeit der zugrunde liegenden molekularen, atomaren und subatomaren Prozesse einbeziehen könne –, war ich den Naturwissenschaften auf immer verfallen.“ (*Brian Greene*). *Feynman* setzte neue Definitionen: „Naturwissenschaft ist der Glaube an die Unwissenheit der Experten.“ Von den Forschern forderte er Zweifel: „Wir müssen unbedingt Raum für Zweifel lassen, sonst gibt es keinen Fortschritt, kein Dazulernen. Man kann nichts Neues herausfinden, wenn man nicht vorher eine Frage stellt. Und um zu fragen, bedarf es des Zweifelns.“ Er blieb realistisch: „Es gab eine Zeit, als Zeitungen sagten, nur zwölf Menschen verstünden die Relativitätstheorie. Ich glaube nicht, dass es jemals eine solche Zeit gab. Auf der anderen Seite glaube ich, sicher sagen zu können, dass niemand die Quantenmechanik versteht.“ (Und doch nutzen wir heute Transistoren und Computer, die ihrerseits quantenmechanische Effekte nutzen).

Richard P. Feynman trug dazu bei, dass die „Quantenfeldtheorie“ (QFT) verständlicher wird. Seine Darstellung quantenfeldtheoretischer elementarer Wechselwirkungen durch *Feynman*-Diagramme half vielen Laien und Studenten, die harte Nuss der „Quantenphysik“ plötzlich besser zu verstehen. Die *Feynman*-Diagramme veranschaulichen Sachverhalte, die sich ansonsten nur in abstrakten, hochkomplizierten, mathematischen Formeln ausdrücken ließen (*David Kaiser* schrieb dazu einmal: „since the middle of the 20th century, theoretical physicists have increasingly turned to this tool to help them undertake critical calculations – seit Mitte des 20. Jahrhunderts griffen die theoretische Physiker zunehmend zu diesem Werkzeug, um einander zu helfen, kritische Berechnungen vorzunehmen“).

Zwei Elektronen tauschen in diesen Darstellungen subatomarer Wechselwirkungen zum Beispiel ein „virtuelles“ Photon aus: Die Zeitachse geht von unten nach oben, und das virtuelle Teilchen scheint einfach eine „Anleihe“ von Energie aus der Zukunft zu sein. Mit dieser kurzzeitig aus der Zukunft „geborgten“ Energie vermittelt es die elektromagnetische Wechselwirkung – das „virtuelle“ Photon überträgt sie auf das andere Elektron, und dieses wird elektromagnetisch abgestoßen. Oder ein Elektron trifft sein Antiteilchen. Dessen Ladung ist positiv, und seine Zeitlinie ist rückwärts. Sie treffen sich gleichzeitig an einem Punkt, strahlen jeweils ein Gammateilchen ab – und sind verschwunden. Lichtteilchen werden zu Quark-Antiquark-Paaren, Elektronen wechselwirken mit Photonen, Quarks mit Gluonen – ein „Teilchenzoo“, scherzten die Hörer.

Seine Quantenphysik wirkt skurril und zu hoch, doch seine unkonventionelle Art ließ seine Vorlesungen und Vorträge legendär werden. Er veröffentlichte Bücher mit Titeln wie „Sie belieben wohl zu scherzen, Mr. *Feynman*. Abenteuer eines neugierigen Physikers“ und „Kümmert Sie, was andere Leute denken?“

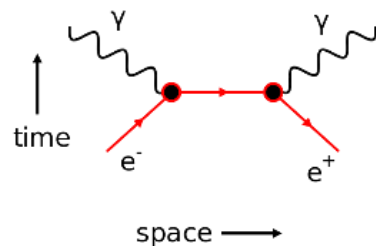


Abb. 90: *Feynman*-Diagramm von der gegenseitigen Vernichtung eines Elektrons und seines Antiteilchens, des Positrons unter Aussendung von Gamma-Photonen. Das Positron läuft in der Zeit rückwärts („Zurück in die Zukunft“), das abgestrahlte Gamma-Photon kann, so ein anderes Diagramm, anschließend zum Beispiel in ein Quark-Antiquark-Paar zerfallen, woraufhin das Antiquark ein Gluon abstrahlen würde.

Wie waren *Feynman* und die Quantenphysiker auf „Antiteilchen“ gekommen? Zunächst hatte *Paul Dirac* (1902-1984) auf der Basis von *Wolfgang Paulis* Arbeit 1928 eine Gleichung erstellt, die die Quantenphysik und *Einsteins* Spezielle Relativitätstheorie zusammenbrachte (eine relativistische Wellengleichung 1. Ordnung zur Beschreibung des Elektrons). *Dirac* behauptete, dass es auch ein positiv geladenes Elektron geben müsse: Das Vakuum war, der Quantenfeldtheorie nach, ein „randvoll mit Elektronen gefüllter *Dirac*-See“. Hierin befänden sich spontan erzeugbare Paare von negativ und positiv geladenen Elektronen, Teilchen aus positiver und negativer Energie im Gesamtenergiewert von Null. Durch Energiezufuhr („Anregung“) könnten aus diesem *Dirac*see nun negative Elementarladungen herausgeholt werden, die Elektronen (e^-). Diese hinterlassen dort jedoch ein „Loch“, eine positive Gegenladung (e^+ , das Positron). Die Sensation war, dass ein solches Positron e^+ tatsächlich nachgewiesen werden konnte: *Carl David Anderson* entdeckte es 1932 in der kosmischen Strahlung (Ende 2009 konnten vom Weltraumteleskop *Fermi* sogar bei Gewittern Positronen entdeckt werden, obwohl das Teleskop eigentlich nur Gammastrahlung suchen sollte). *Dirac* hatte die Grundlagen für den späteren Nachweis von Antimaterie gelegt. 2010 konnten am CERN sogar 38 Antiwasserstoff-Atome nachgewiesen werden, die für 172 Millisekunden in einer magnetischen Falle saßen, bevor sie mit normaler Materie zu reiner Energie zerstrahlten – das Antiproton und das Antineutron wurden 1955 und 1956 entdeckt).

Die *Dirac*-Gleichung hat sowohl Lösungen mit positiver Energie $E = + m \cdot c^2$ als auch mit negativer Energie $E = - m \cdot c^2$. Deshalb kann ein Teilchen mit positiver Energie unter Abstrahlung von $2 m \cdot c^2$ in den Zustand negativer Energie übergehen. *Dirac* folgerte, dass im Vakuum alle negativen Energiezustände besetzt sind (Diese Energiepotenzial-„Mulde“ wurde als „*Dirac*-See“ bezeichnet). Die Paarbildung ist dann das Anheben eines Teilchens vom negativen in den positiven Energiezustand, und der unbesetzte negative Energiezustand, das Loch, wird als Antiteilchen beobachtbar. *Feynman* dachte weiter: Seine spätere Deutung – die *Feynman-Stückelberg*-Interpretation, machte die Modellvorstellung vom *Dirac*-See überflüssig. Sie gibt an, dass sich Teilchen mit negativer Energie rückwärts in der Zeit bewegen können, was mathematisch gleichbedeutend ist mit einem Antiteilchen mit positiver Energie, welches sich vorwärts in der Zeit bewegt. Und gibt es auf Grund der *Heisenberg*'schen Unschärferelation $\Delta x \cdot \Delta p \approx \hbar$ nicht auch eine rechnerisch analoge Zeitunschärfe $\Delta E \cdot \Delta t \approx \hbar$, nach der etwas Energie aus der allernächsten Zukunft „geliehen“ werden kann, um daraus ein dieser Energie $E = m \cdot c^2$ entsprechendes Teilchen der Masse m entstehen zu lassen? Und könnte dieses nicht reale Teilchen, diese für vielleicht 10^{15} Sekunden „geborgte“ Energie dann nicht auch „blitzschnell“ für einen Vorgang in der Gegenwart genutzt werden – bevor die Zeitunschärfe zu groß wird? Hieraus entstand das Konzept der „virtuellen“ Teilchen.

Über die Zeitunschärfe ist eine kurzzeitige Verletzung des Energieerhaltungssatzes möglich. Dieser Vorgang funktioniert im Allerkleinsten auch umgekehrt: Ein Teilchen wird aus der allernächsten Zukunft „geborgt“ und mit ihm wird dann „blitzschnell“ etwas Energie übertragen (oder eine andere Wechselwirkung wie Kraft, Impuls o. ähnl.; das Antiteilchen erlaubt über eine Orts-, Impuls- oder Energieunschärfe eine kurzzeitige Abkehr vom Verlauf der Zeit). Anders gesagt: *Heisenberg* Unschärferelation gilt auch für das Paar Energie/Zeit: $\Delta E \cdot \Delta t \approx \hbar$. Die Zeitunschärfe Δt ist die Zeit, die der Schwerpunkt einer Teilchenwelle benötigt, um die Ortsunschärfe zu durchlaufen. Je kleiner die Ortsunschärfe ist, desto höher wird die Gesamtenergie aller an diesem Ort in diesem Zeitabschnitt entstehenden und vergehenden virtuellen Partikel. Um so wahrscheinlicher ist es daher, dass es unter

ihnen auch beliebig schwere Teilchen geben wird – die dann aber entsprechend kurzlebig sind: "Virtuelle" Teilchen „borgen“ sich kurzzeitig Energie vom Vakuum. Das bleibt aber unbemerkt, weil es sofort wieder zur Rückgabe der Leihgabe kommt. Wird für einen solchen virtuellen Vorgang das Produkt aus der beteiligten Energie und der Zeit des Vorgangs so klein, dass der Wert des *Planck'schen* Wirkungsquantums h nicht erreicht wird, dann darf man ihn als real möglich verstehen, obgleich er unbeobachtbar bleibt („Quantenfluktuation“; das Produkt aus „geborgter“ Energie ΔE und der Laufzeit des „Kredites“ Δt ist kleiner als h).

Virtuelle Teilchen sind Paare aus Teilchen und zugeordneten Anti-Teilchen in großer Zahl ständig und überall auftauchen können und praktisch sofort wieder verschwinden. Das verursacht auch im Vakuum ein „Brodeln“, welches man als „Quantenfluktuation“ bezeichnet.

(Sinngemäß nach: Thomas & Brigitte Görmitz: Der kreative Kosmos, 2002, S. 118-119)

Die Quantenfluktuation äußert sich zum Beispiel in einen besonderen, makroskopischen Quantenzustand, der 1938 entdeckten „Supraflüssigkeit“ von tiefkaltem Helium. In diesem Zustand verliert eine Flüssigkeit jede innere Reibung. Sie besitzt keine Entropie und eine nahezu ideale Wärmeleitfähigkeit: Es ist unmöglich, innerhalb eines suprafluiden Stoffes einen Temperaturunterschied zu erzeugen (In der Chemie wird suprafluides ^4He deshalb in der *Superfluid Helium Droplet Spectroscopy SHeDS* und der *Helium Nano Droplet Isolation HeNDI-Spectroscopy* eingesetzt. Die Heliumtröpfchen besitzen hier eine Temperatur von lediglich 370 mK, also fast $-273,15\text{ °C}$. Die im suprafluidem ^4He gelösten Moleküle können frei rotieren, als ob sie sich im Weltraumvakuum befänden. Auch im *Large Hadron Collider* des CERN wird suprafluides Helium wegen seiner vergleichsweise hohen Wärmeleitfähigkeit verwendet). Ein anderer, makroskopischer Quantenzustand ist die 1911 entdeckte Supraleitfähigkeit: Der elektrische Widerstand der Materialien fällt unterhalb der – zumeist extrem niedrigen – „Sprungtemperatur“ auf null. *Feynman* befasste sich später intensiv mit solchen Quantenzuständen und hielt hierzu am 29.12.1959 eine wegweisende Rede unter der Überschrift *Ganz unten ist eine Menge*. Die Rede wird als Gründungsmoment der Nanotechnologie angesehen.

1935, drei Jahre nach *Chadwicks* Entdeckung des Neutrons und *Andersons* Nachweis des Positrons, wandte *Hideki Yukawa* die Theorie der virtuellen Teilchen auf die starke Kernkraft an. Wenn Atomkerne mehrere Protonen aufweisen, so war die Frage, dann müssten sich diese auf Grund gleicher Ladungen so stark abstoßen, dass die Atomkerne explodieren. Warum tun sie es nicht? *Yukawa* fand eine Antwort: Protonen p^+ und Neutronen n erzeugen in den Atomkernen Wolken aus virtuellen Teilchen. Den zur Verfügung stehenden „Kredit“ und ihre geringen Reichweite, die den Atomkern kaum übertrifft, berechnete er deren etwaige Masse. Er kam auf etwa 270 Elektronenmassen m_e (Protonen „wiegen“ $1836 m_e$). Diese Teilchen bezeichnete er daher als „Mesotronen“ oder kurz: „Mesonen“, von griech. τὸ μέσον, *tó méson*, „das Mittlere“). Mesonen wirken nur auf sehr kurze Distanz, da fast ihr ganzer „Kredit“ für die Erzeugung ihrer etwa 270 Elektronenmassen m_e verbraucht wird. 1936 fand Anderson dann die Spur eines etwa $207 m_e$ schweren Teilchens (er nannte es Müon), und Powell fand 1947 die Spur einiger „Pi-Mesonen“ oder „Pionen“ (mit $273 m_e$).

Von da an fanden die Physiker immer neue Elementarteilchen. 1948 entwarfen Goepfert-Mayer, Haxel und Jensen ein wellenmechanisches Atomkernmodell (für die Nukleonen). 1953 versuchten *Cowan* und *Reiners* einen ersten Neutrino-Nachweis (er gelang erst 1956). Und 1954 gab es bereits so viele neu entdeckte Teilchen, dass *Fermi* stöhnte: „Ich

müsste Botaniker sein, um die Namen all dieser Teilchen zu behalten!“. Das Wort „Elementarteilchen-Zoo“ machte die Runde. Virtuelle Teilchen können ihrerseits nämlich wieder virtuelle Teilchen emittieren („Der Kosmos tanzt“), und *Geoffrey Chew* versuchte das Ganze 1959 sogar in einer „Theorie der nuklearen Demokratie“ auszudrücken.

Murray Gell-Mann (* 1929) und sein Kollege *Kazuhiko Nishijima* (jap.: 西島和彦 *Nishijima Kazuhiko*; 1926-2009) stellten 1953 fest, dass einige dieser Teilchen („Quantenfelder“) eine Eigenschaft besitzen, die sich ähnlich einer elektrischen Ladung mit einer Quantenzahl beschreiben ließ. Sie bezeichneten sie als *strangeness*, „Seltsamkeit“. Sie ließ sich mit einer Formel berechnen (der *Gell-Mann-Nishijima-Formel*), die 1964 für *Gell-Mann* der Ausgangspunkt wurde, mit der Existenz noch kleinerer Teilchen zu rechnen. Er hatte 1961 den „achtfachen Weg“ (das Baryonen-Oktett“ für Baryonen und Mesonen) entwickelt und daraus gefolgert, dass Baryonen und Mesonen aus noch grundlegendweren „Teilchen“ zusammengesetzt sein müssen. Die (Teilchen-)Zahlen drei und acht waren in seiner Theorie so bedeutsam, dass er in dem Roman „*Finnegan’s Wake*“ von *James Joyce* die Seite 383 aufschlug. Hier stieß er auf den Satz „*three quarks for Master Mark*“. Seitdem hießen diese Teilchen „Quarks“ (Als *Murray Gell-Mann* wegen einer Krebserkrankung auf der Insel Wangerooge verweilte, soll er beim Entdecken eines Päckchens Quark im Supermarkt gesagt haben, Deutschland sei Amerika weit voraus: Was in Amerika Gegenstand aktueller Forschung sei, gebe es doch in Deutschland bereits im Kühlregal zu kaufen).

„Strukturteilchen“ wie Quarks sind die kleinsten bekannten Bausteine der Materie. Die moderne, theoretische Physik sieht sie als die geringsten Anregungsstufen bestimmter Felder. *Gell-Manns* Theorie besagte: Drei Quarks bilden ein Baryon (hierzu zählen Neutronen und Protonen, die einzigen Baryonen, die etwas „stabiler“ sind), drei Antiquarks ein Antibaryon und zwei Quarks von unterschiedlicher Ladung bilden ein Meson. Quarks tragen ihrerseits nicht zwei, sondern drei Eigenschaften, die er „*flavours*“ nannte (*up*, *down* und *sideway*) und zwei von drei „Farbladungen“ (rot, gelb und blau oder in Antifarben: grün, violett und orange). Diese Farbladungen vermischen sich bei der Vereinigung von Quarks zu anderen Teilchen so, dass die Farbkombination „weiß“ sie beobachtbar machen kann – bei nichtweißen Kombinationen hingegen bleibt das Teilchen virtuell. Die „Farbkraft“ wird von „Gluonen“ übertragen (von engl. *glue*, Leim), das heißt, die Gluonen ändern die Farbe von Quarks und Antiquarks, wenn sie ausgesandt werden. Quarks bewegen sich im Inneren der Atomkerne, aber wenn sie auseinandertreiben, hält sie die Farbkraft zurück. Wird ein Quark dennoch mit viel Energie aus dem Atomkern „gesprengt“, dann wird es durch ein anderes Quark ersetzt und selber mit seinem Antiquark zu einem Meson vereinigt. Mesonen sind Dipole wie Magneten, deren Plus- und Minuspol man nicht auseinanderreißen kann – die Teilung eines Mesons ergibt zwei neue Mesonen.

Im Vergleich zur elektromagnetischen Kraft (mit Plus- und Minuspol) ist die Farbkraft mit ihren drei „Polen“ bzw. Farben und den drei Antifarben wesentlich stärker. Sie versetzt die Kernbausteine (Nukleonen) mit Hilfe von Mesonen in Schwingungen und erzeugt so die Kernkraft, die den Atomkern mit seinen Protonen und Neutronen zusammenhält.

Schon bald hatten die Kernphysiker ein eigenes „Periodensystem“, das der Strukturteilchen. Da es hierin eine Lücke gab, postulierten *Glashow* und *Bjorken*, es müsse neben dem *up*-, *down*- und *sideway*-Quark noch ein weiteres, das *charm*-Quark, geben („als Zauberstab, der das Böse, den drohenden Bruch der Theorie, abwendet“, so *Glashow*).

Samuel Ting konnte seine Existenz 1974 experimentell bestätigen. Auf der Suche nach dem *c*-Quark fand er jedoch noch ein Teilchen, ein „*J*-Meson“. Es war drei Mal so schwer

wie in Proton, existierte aber 1000 mal länger als andere Teilchen dieser „Gewichtsklasse“. Richter und Goldhaber entdeckten es fast gleichzeitig. Sie nannten es „Psi-Meson“, s dass aus „J/Psi-Meson“ die Bezeichnung „gipsy“ (engl., Zigeuner) wurde. Es bestand aus einem c-Quark und einem Anti-c-Quark. Sein „charme“ wurde zur Initialzündung einer fieberhaften Forschertätigkeit. Und als das Team *Goldhaber* bei der gegenseitigen Vernichtung eines Elektrons und eines Anti-Elektrons ein Teilchen entdeckte, das aus einem c-Quark und einem Anti-u-Quark bestand, zeigte dieses seinen charme so unverhüllt, dass *Woyong Lee* Ende 1976 das von Glashow vorhergesagte „bezauberte Proton“ entdecken konnte.

Es wurde noch skurriler: 1975 fand das Team im SPEAR-Labor von Stanford sogar Hinweise auf ein „superschweres“ Elektron mit rund 3600 Elektronenmassen und ein zugehöriges Neutrino. Gab es also zwei weitere Quarks? Der israelische Physiker *Haim Harari* fand das „superschweres“ Elektron 1976 und taufte es „Tauon“, die neuen Quarks bezeichnete er als „top-“, und „bottom“-Quarks (t- und b-Quarks). *Harari* spekulierte daraufhin, es gebe noch grundlegendere Teilchen, das „tohu“ mit der Ladung $+1/3$, und das „vabohu“ mit der Ladung 0 (von hebr. תוהו ובוהו *tōhū vābōhū*, für: wüst und leer, Chaos; aus Gen. 1,1-2). *Glashow* u. a. versuchten schließlich, die bekannten vier grundlegenden Naturkräfte mit Hilfe drei neuer „Teilchen“ zu erklären, die sie als „intermediäre Vektorbosonen“ bezeichneten (Das W^+ -, das W^- und das überschwere Z^0 -Boson), und 1983 konnten *Carlo Rubbia* und seine Kollegen bei CERN nach einer Milliarde Proton-/Antiproton-Kollisionen tatsächlich die Spur von fünf solcher virtueller Teilchen nachweisen: Ihr W-Boson hatte die Masse von 80 Protonen, eine Lebensdauer von $3 \cdot 10^{-25}$ s und eine dementsprechende Reichweite von nur 10–18 m, etwa ein Tausendstel des Durchmessers eines Protons).

Ein W-Boson entsteht zum Beispiel beim Zerfall eines Neutrons n (aus den drei Quarks, dem u-, dem d- und einem weiteren d-Quark) in ein Proton p⁺ (aus u-, d- und u-Quark), ein Elektron e⁻ und ein Elektron-Antineutrino $\bar{\nu}_e$. Als reales Teilchen existiert das W-Boson, wenn es in Teilchenbeschleunigern über die Reaktion $e^+ + e^- \rightarrow W^+ + W^-$ erzeugt wird – für etwa $3 \cdot 10^{-25}$ s (Energiegehalt $2,085 \pm 0,042$ GeV), wonach es zu etwa 32 % in Leptonen und zu 68 % in Hadronen zerfällt (Experimenteller Nachweis: 1981 durch UA1 und UA2 am CERN).

Insgesamt gibt es 61 Arten von Elementarteilchen im „Teilchenzoo“. Hierzu gehören auch die zwischen den Quarks wirkenden, extrem starken Wechselwirkungen (den Gluonen, die die Quarks so stark zusammenhalten, dass sie vereinzelt nicht existieren konnten). Dreiergruppen von Quarks bildeten „Baryonen“, „reale“ Teilchen mit Gewicht (von griech. *barys*, schwer) wie z. B. die Nukleonen im Atomkern (Protonen und Neutronen). Sie gehören zu den Teilchen, die von der „starken Wechselwirkung“ zusammengehalten werden, den „Hadronen“ (von griech. ἄδρῶς *adrós* für „dick, stark“; Hadronen werden oft als kugelförmig angenommen und haben einen Radius von ca. 10–15 m).

Zur Untersuchung von Materiezuständen und Elementarteilchen wie den Hadronen und Leptonen wurde am CERN, dem *Conseil européen pour la recherche nucléaire* im Kan-

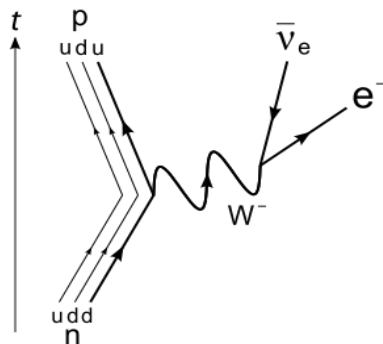


Abb. 91: Feynman-Diagramm vom Beta-Zerfall eines Neutrons n (aus den drei Quarks u,d und d) in ein Proton p (u-, d- und u-Quark), ein Elektron e⁻ und ein Elektron-Antineutrino $\bar{\nu}_e$ über ein W-Boson

ton Genf, 2008 eines der wohl größten Labors der Welt in Betrieb genommen, der *Large Hadron Collider*. Das weltgrößte Forschungszentrum auf dem Gebiet der Teilchenphysik ließ in den 1980er Jahren einen Ringtunnel für einen Teilchenbeschleuniger bauen, den bis 2000 betriebenen *Large Electron-Positron-Collider* LEP. Anschließend errichtete man den LHC als leistungsstärksten Teilchenbeschleuniger der Welt. An Planung und Bau beteiligten sich über 10.000 Wissenschaftler und Techniker aus über 100 Staaten. In dem Synchrotron, das unterirdisch in dem 26,7 km langen Ringtunnel installiert wurde, werden Hadronen (hier: Protonen und Bleiatomkerne) auf annähernd Lichtgeschwindigkeit beschleunigt und gegeneinander geschossen. Der Beschleuniger arbeitet mit flüssigem Helium und supraleitenden Magneten. Bei seinem Startlauf am 10.9.2008 umrundete zum ersten Mal ein Protonenpaket den gesamten Ring. Nach neun Tagen gab es den ersten Stillstand – für ein Jahr. Die Schweißnaht einer supraleitenden Verbindung riss und zerstörte den Heliumtank im Kühlsystem, so dass die nachfolgende Explosion einen der 30 Tonnen schweren Magnete um einen halben Meter verschob. Sechs Tonnen Flüssighelium gingen verloren und die Magnete erwärmten sich rasant um rund 100 °C. Von 2013 bis 2015 wurde der LHC umgerüstet und besser abgesichert, so dass im Mai 2015 eine Beschleunigungsenergie von 13 TeV erreicht werden konnte. Genau 392 bei 1,9 K (–271,25 °C) von rund 60 Tonnen suprafluidem Helium umgebene, supraleitende Quadrupolmagnete fokussierten den Teilchenstrahl und bringen ihn auf 99,9999991 % der Lichtgeschwindigkeit (13 TeV), so dass bis zu 800 Millionen Protonen-Kollisionen pro Sekunde erfolgen können. Bei dieser gigantischen Kollisionsenergie prallen nicht die Protonen als Ganzes, sondern ihre Quarks und Gluonen derart heftig aufeinander, dass ein hochenergetisches Plasma quasifreier Quarks und Gluonen entsteht, ähnlich wie es nach dem Urknallmodell kurz nach dem *big bang* existiert haben muss.

Die Datenmenge der Detektorsignale oder Computersimulationen wird von „Triggern“ von 30 Petabyte jährlich auf speicherbare 200 Ereignisse pro Sekunde reduziert. Zu ihrer Verarbeitung sind 170 weltweit verteilte Computercluster im Einsatz, die zum Computernetzwerk *LHC Computing Grid* verbunden wurden. Schon vor dessen Inbetriebnahme ahnte man: „Die Datenflut in den Detektoren wird während der Kollisionen so gewaltig sein, dass sie den Informationsfluss in allen Kommunikationsnetzen der Welt zusammengekommen übertrifft. Kein Datenspeicher existiert, der sie aufnehmen könnte, weshalb die Rechner den digitalen Tsunami schon in den ersten Nanosekunden sichten und 99,9 Prozent davon aussortieren müssen und zwar nach Kriterien, die auf gerade jenen Theorien beruhen, die der LHC eigentlich prüfen soll. Nicht ausgeschlossen, dass die Supermaschine die wirklich revolutionären Daten einfach löscht.“ (*Tobias Hürter, Max Rauner: Ein Urknall auf Erden. In: Andreas Sentker (Hrsg.): Faszination Kosmos: Planeten, Sterne, schwarze Löcher. Spektrum Akademischer Verlag, 2008*).

Letztendlich kam man (bisher) zu folgendem Ergebnis: Es gibt als kleinste Bausteine der Materie (auch: als „geringste Anregungsstufen bestimmter Felder“) sechs Arten Quarks, sechs Arten Leptonen, zwölf Arten Austauscheteilchen für die starke, die schwache und die elektromagnetische Wechselwirkung, mittels derer je zwei der vorstehend genannten Teilchen aufeinander einwirken, und das Higgs-Boson. Jede Art Quarks wird dreifach gezählt, weil jedes Quark eine der drei verschiedenen Farbladungen trägt. Zudem gibt es Quarks und Leptonen „doppelt“, da es zu jeder Art ein entsprechendes Antiteilchen gibt. Das sind die insgesamt 61 bekannten Arten von Elementarteilchen. Man unterteilt sie in Fermionen, die einen halbzahligen *spin* haben und nur zusammen mit ihren Antiteilchen entstehen oder vergehen können, und in Bosonen, die einen ganzzahligen *spin* und können

einzelnen erzeugt und vernichtet werden. Und bestimmte Dreiergruppen von Quarks bilden Hadronen wie die Atomkerne des Gases Wasserstoff (Protonen).

7.1.10 Novae, Neutronensterne und stellare Kernfusion

Eine weitere Frage beschäftigte die Physiker des 20. Jahrhunderts: Wie entstanden die chemischen Elemente, wenn es am Anfang des Universums zunächst nur Wasserstoff und Helium gab? Die Astrophysiker suchten nach der Ursache für das Leuchten der Sterne und der Sonne. Erst ab 1920 konnte man beide Fragen beantworten: Die Sonne verschmilzt Wasserstoff- zu Heliumatomkernen, ebenso wie es kleinere Sterne tun. Bei diesem thermodynamischen Vorgang werden Wasserstoff- in Heliumatomkerne umgewandelt (Diese Fusionsreaktion hat in etwa die Gleichung $4\ ^1\text{H} \rightarrow\ ^4\text{He} + 2\ e^+$, doch genau genommen läuft die Wasserstoff-Fusion zu Helium, das „Wasserstoffbrennen“, in der Sonne über Zwischenschritte ab und wird durch Spuren von $^{12}_6\text{C}$ -Atomen begünstigt). Addiert man die Massenzahlen der Nukleonen (Kernbausteine) eines Heliumatomkerns, so zeigt sich, dass dabei ein Massendefekt von $\Delta m = 0,030375\ \text{u}$ auftritt: Die Summe aus der Masse zweier Protonen und zweier Neutronen ist etwas größer als die des dabei entstehenden ^4_2He -Atomkerns. Die Masse-Differenz Δm wird nach der Einstein-Gleichung $E = m \cdot c^2$ in Energie E umgewandelt – die Kernenergie (Nukleonen-Bindungsenergie $E_{\text{Bindg.}}$) wird bei der Fusion zu He-Atomkernen in Form von Strahlungs-, Licht- und Wärmeenergie freigesetzt:

$$E_{\text{Bindg.}} = \Delta m \cdot c^2 \quad (\text{Bei } 2\ ^1\text{H} + 2\ \text{n} \rightarrow\ ^4_2\text{He} \text{ beträgt } E_{\text{Bindg.}} \cong 0,0304\ \text{u}).$$

Die Freisetzung der Bindungsenergie der Heliumatomkerne führt bei der Sonne zu einem Masseverlust von vier Millionen Tonnen pro Sekunde – seit etwa 4,57 Milliarden Jahren (Seit ihrer Entstehung hat sie in ihrem Kern also 90 Erdmassen in Energie umgewandelt und rund 14.000 Erdmassen Wasserstoff durch Kernfusion in Helium. Dieser Masseverlust der Sonne ist jedoch minimal. Ihre Masse entspricht 332946 Erdmassen bzw. 1,99 Quadrilliarden Tonnen). *Rutherford* hatte schon 1917 eine Kernfusion entdeckt (Stickstoff-14-Isotope ^{14}N vereinigen sich mit Heliumatomkernen (α -Teilchen) zu Sauerstoff-17-Isotopen ^{17}O und Protonen:



Eddington schlug 1920 vor, dass Fusionsreaktionen die Energiequelle der Sterne sind, zumal spektroskopische Messungen zeigten, dass die Sterne wie auch die Sonne fast nur aus Wasserstoff und Helium bestanden. *Rutherford's* Assistent *Mark Oliphant* konnte 1934 eine erste, im Labor gezielt durchgeführte Fusionsreaktion nachweisen – er beschoss Deuteriumkerne mit Deuterium. Es bildeten sich Wasserstoff-3- und Helium-3-Isotope:

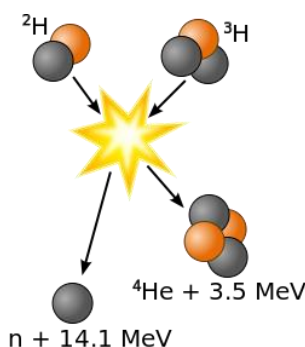
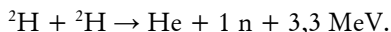


Abb. 92: Verschmelzung von schwerem und überschwerem Wasserstoff zu einem Heliumkern (α -Teilchen): Pro Heliumatomkern werden ein Neutron und eine Bindungsenergie von 14,1 MeV freigesetzt (Kernfusion von Deuterium und Tritium in einer H-Bombe *Castle Bravo* auf dem Bikini-Atoll 1954)

Die Energieausbeute war gigantisch: Die Kernfusion setzte noch mehr Energie frei als die Kernspaltung. Das militärische Interesse war enorm – nach dem Zweiten Weltkrieg hatte schließlich der „Kalte Krieg“ eingesetzt.

So lernte der Mensch, die solare Kernfusion nachzuahmen. 1954, 37 Jahre nach der ersten künstlichen Kernfusion *Rutherford's*, detonierte auf dem Bikini-Atoll die Fusionsbombe *Castle Bravo*. Innerhalb von wenigen Millisekunden erreichte das Explosionszentrum einen Temperaturbereich wie das Innere der Sonne. Der Atompilz stieg in einer Minute auf 15 km Höhe und war nach 60 Minuten 40 km hoch. Sein Durchmesser betrug 100 km und der Lichtblitz war noch in 400 km Entfernung sichtbar. Der in den Untergrund gerissene Krater hatte einen Durchmesser von zwei Kilometern und die Wirkung der Sprengkraft entsprach 15 Millionen Tonnen TNT (Die Explosion war sogar 2,5 mal stärker als die Wissenschaftler vermutet hatten: Das im Lithiumdeuterid mitverwendete Lithium beteiligte sich an der Kernverschmelzung, weil es mit den freigesetzten, schnellen Neutronen reagierte und das Tritium zusätzliche Neutronen freisetzte. Also reagierte der aus Uran gefertigte Bombenmantel ebenfalls mit).

Trotz des militärischen Interesses an Kernreaktionen fanden die Kern- und Astrophysiker heraus, wie ähnliche, charakteristische Kernfusionen im Inneren der Sterne ablaufen: Kleine Atomkerne prallen unter gewaltigem Druck und bei gewaltiger Hitze so kräftig aufeinander, dass sie zu größeren Atomkernen verschmolzen werden. Aus Wasserstoffatomkernen werden so Heliumatomkerne, aus Heliumatomkernen Kohlenstoff und aus Kohlenstoff- und Helium-Kernen Sauerstoffatome. Schon im jungen Universum führten Kernverschmelzungen zum Entstehen aller chemischen Elemente, die „stellare Nukleosynthese“ führte zum Aufbau schwererer Atomkerne – Kernspaltungen radioaktiver Nuklide zerlegten sie wieder in leichtere Kerne.

Wie aber konnten die Forscher erkennen, welche Kernreaktionen in welchen Sternen ablaufen? *Hans Bethe* veröffentlichte 1939 Entwürfe, wie Kernreaktionen in Sternen ablaufen könnten, und diese wurden den Astronomen entdeckten Sternklassen und -typen zugeordnet. Diese Klassifikation stammte vorwiegend von zwei Astronomen, dem Dänen *Ejnar Hertzsprung* (1873-1967) und dem Amerikaner *Henry Norris Russell* (1877-1957). *Hertzsprung* hatte bis 1898 Chemie studiert, war von Sank Petersburg zu Wilhelm Ostwald nach Leipzig gegangen und wandte sich von der Photochemie 1902 der Astronomie zu. Er hatte die absolute Helligkeit von Sternen als ein Maß für ihre Leuchtkraft definiert (1905), Zwerg- und Riesensterne gleicher Oberflächentemperatur entdeckt und deshalb ab 1909 an Oberflächentemperatur-Leuchtkraft-Beziehungen weitergearbeitet, um ein Temperatur-Leuchtkraft-Diagramm zu erstellen. 1911 entdeckte *Hertzsprung* Helligkeitsschwankungen am Polarstern. Er bemerkte so, dass es viele Sterne mit periodischem Wechsel der Helligkeiten gibt, die „Delta-Cepheiden“. Sie eigneten sich ideal für Entfernungsbestimmung, sogar zu Tausende von Lichtjahren entfernt liegenden Cepheiden in anderen Galaxien – eine bedeutende astrophysikalische Pioniertat.

Russell überarbeitete Hertzsprungs Temperatur-Leuchtkraft-Diagramm 1913 und veröffentlichte es. Das Hertzsprung-Russell-Diagramm HRD wurde das Klassifikationssystem der Astronomen – vergleichbar dem Periodensystem der Chemiker. Russell lieferte später weitere wichtige Beiträge zur Chemie wie auch zur Astronomie. Er beschrieb 1925 die Spin-Bahn-Kopplung (auch Russell-Saunders-Kopplung genannt). Das ist die Wechselwirkung, bei der Teilchenspin und Bahndrehimpuls gebundener Teilchen zu einer Aufspaltung von Energieniveaus führt. Das trägt zur Feinstruktur des Niveauschemas bei und hat wichtige Auswirkungen auf den Atombau (Die Spin-Bahn-Wechselwirkung wird in der Quantenmechanik durch einen Term in der Schrödingergleichung wiedergegeben und bewirkt eine Aufspaltung von Spektrallinien wie der berühmten gelben D-Linie von Natrium). Die Spin-Bahn-Wechselwirkung half auch, für den Atomkern ein Schalenmodell zu entwickeln – ähnlich dem Bohr'schen Schalenmodell der Atomhülle. Die Spin-Bahn-Wechselwirkung wurde zudem das entscheidende Hilfsmittel, um zu erkennen, in welcher Drehimpuls-Konfiguration die Elektronen in Atomorbitalen im Grundzustand vorliegen (Hund'sche Regel). Über die Spektroskopie konnte Russell 1929 Paynes Entdeckung von 1925 bestätigen, nach der die Sonne aus Wasserstoff und Helium bestehen sollte. Er ermittelte sogar das Massenverhältnis zu 3:1, woraus Gamow schloss, dass in der Sonne jeweils vier Wasserstoffkernen in drei Reaktionsschritten zu je einem Heliumkern verschmolzen werden („Wasserstoffbrennen“), wie Abb. 94 zeigt:

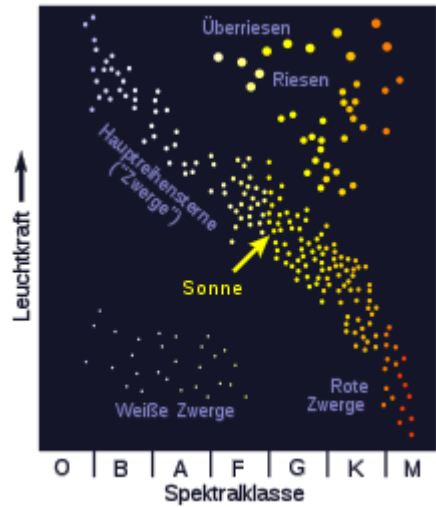


Abb. 93: Das Hertzsprung-Russell-Diagramm, kurz HRD

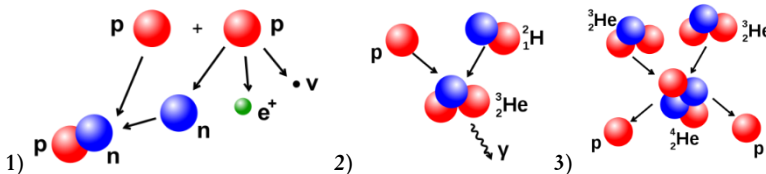


Abb. 94: Das „Wasserstoffbrennen“ (die Proton-Proton-Reaktion) – die Energiequelle der Sterne: Zwei Protonen ergeben einen Deuteriumkern, dieser bildet im zweiten Schritt mit einem weiteren Proton ein Helium-3-Nuklid, und zwei Helium-3-Nuklide ergeben einen stabilen Helium-4-Atomkern und zwei Protonen. Zusätzlich werden ein Positron e^+ und ein Neutrino ν frei und harte Gammastrahlung (Photonen, ihr Symbol: γ).

Hat ein Stern seinen Wasserstoffvorrat verbraucht, so bläht er sich zu einem Roten Riesenstern auf. Im HRD wandert er nach rechts oben: Die „Oberflächen“-Temperatur nimmt ab, die Leuchtkraft nimmt zu. Der Druck- und Temperaturanstieg im Sternzentrum bewirkt, dass nun Heliumatomkerne miteinander verschmolzen werden – ein neuer Fusionsprozess setzt ein (das „Heliumbrennen“). Schließlich entstehen und fusionieren auch Kohlenstoff-, Sauerstoff- und weitere Atomkerne bis zum Eisen, wobei stets Energie frei wird, die der Stern als Strahlung abgibt (die ihn „zum Stern macht“). Wenn der Riesenstern dann einen Kern besitzt, der nur noch aus Eisen besteht, bricht er unter seiner Schwerkraft zusammen, weil im Zentrum keine Energie mehr freigesetzt werden kann: Die „stellare

Nukleosynthese“ bricht ab. Das Resultat des Zusammenbruchs ist ein „Weißer Zwerg“ (im HRD links unten).

Riesensterne mit mehreren Sonnenmassen (im HRD ganz oben) verbrauchen ihren „Brennstoff“-Vorrat viel schneller. Am Ende ihrer Existenz stehen die heftigsten Explosionsereignisse, die es im Universum gibt. Sie kollabieren in Form einer Supernova. Diese kann heller aufstrahlen als einige Hundert Milliarden Durchschnittsterne. Eine solche Supernova war 1604 zu sehen – der Stern leuchtete selbst noch tagsüber in gleißend-hellem Licht. In einer Supernova fangen die Eisenatomkerne Neutronen und Protonen ein, so dass noch schwerere Atomkerne entstehen können. Der Kollaps des Zentralgebiets geschieht innerhalb von Millisekunden — so schnell, dass die Einfallgeschwindigkeit bereits in 20 bis 50 km Abstand zum Zentrum über der örtlichen Schallgeschwindigkeit liegt.

Die Außenschichten des Riesensterns fallen als Stoßwelle in den Kern. Dieser wird dadurch so stark verdichtet, dass die Elektronen in die Protonen gequetscht werden. Er besteht nun fast nur noch aus Neutronen, ohne leeren Raum dazwischen. Bei über 2,7 bis 3 Sonnenmassen entsteht ein Schwarzes Loch, bei weniger als rund 2,7 Sonnenmassen eine Supernova: Der Kern wird, quantenmechanischen Regeln wie dem *Pauli*-Prinzip zur Folge, schlagartig inkompressibel, der Kollaps gestoppt und die Rückstoßfront erreicht blitzartig Regionen mit zu kleiner Schallgeschwindigkeit, die sich noch im Einfall befinden. Das erzeugt eine weitere Stoßwelle, die sich jedoch nun nach außen fortbewegt und das Material so stark zusammenpresst, dass in den extrem stark erhitzten Plasmaschichten aus Eisenatomkernen Neutronen eingefangen werden und schwere Elemente wie zum Beispiel Kupfer, Gold und Uran entstehen.

Ein solches Ereignis konnte am 24. Februar 1987 beobachtet werden. Der Stern namens „Sanduleak –69° 202 (kurz: Sk –69 202)“, ein „Blaue Überriese“ von etwa 17 Sonnenmassen, explodierte in der Großen *Magellan*'schen Wolke, unserer Nachbargalaxis. Als sein Licht aus einer Entfernung von rund 157.000 Lichtjahren auf der Erde eintraf, wurde er als „Supernova 1987A“ bemerkt. Während seiner mit rund 20 Millionen Jahren für Sterne recht kurzen Lebensspanne hatte er seinen Energievorrat in rasantem Tempo verfeuert (Unserer Sonne ist bereits etwa 5 Milliarden Jahre alt). Der folgende

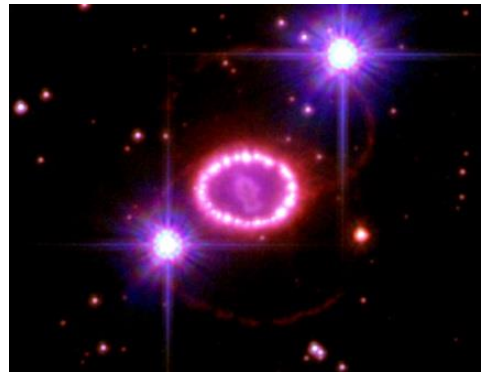


Abb. 95: Die Supernova 1987A, aufgenommen vom *Hubble Space Telescope* im Jahr 2007.

Kernkollaps von Sk –69 202 führte zur Bildung Himmelskörpers, den die Astronomen als Neutronen- oder Quarkstern bezeichnen: Jedes Quentchen leerer Raum zwischen den Atomen wurde bei diesem Schwerkraft-Kollaps zerquetscht, die Elektronen drangen in die Protonen ein und übrig blieb ein Himmelskörper, der nur aus Neutronen besteht – ohne Zwischenräume. Ein Teelöffel des Materials eines etwa erdgroßen Weißen Zwergstern wie Sirius B würde so viel wie fünf PKW wegen, ein Teelöffel Neutronenstern-Material hingegen weit mehr als ein Hochhaus, fast so viel wie ein kleiner Berg: Seine Dichte liegt bei etwa $3,7$ bis $5,9 \cdot 10^{17}$ kg/m³, weil hier mehrere Sonnenmassen auf ein rund 20 km großes Objekt zusammengequetscht wurden, während ein Atomkern eine Dichte von „nur“ etwa $3 \cdot 10^{17}$ kg/m³ aufweist (Ein Neutronenstern weist zudem eine sehr schnelle Rotation und ein extrem kompaktes und superstarkes Magnetfeld auf – der 1968 entdeckte Vela-Pulsar

konnte 1977 als einer der wenigen Pulsare auch im optischen Bereich als Überrest einer Supernova identifiziert werden).

Drei Stunden bevor das sichtbare Licht von Sk -69 202 die Erde erreichte, wurde ein starker Neutrino-Einfall registriert – die erste Neutrinomessung an einer Supernova. Die Neutrinos hatten den kollabierenden Kern und die Schockwelle direkt nach dem Ereignis verlassen – das Licht der Supernova 1987A wurde hingegen erst sichtbar, als die Explosion die Sternoberfläche erreicht hatte, was ungefähr drei Stunden später der Fall war. Der Unterschied in der Ankunftszeit von wenigen Stunden nach circa 157.000 Jahren bewies, dass sich die Neutrino-Geschwindigkeit von der Lichtgeschwindigkeit kaum unterscheidet.

Die folgende Tabelle zeigt grundlegende Kernreaktionen, die beim Aufbau von Atomkernen sowie bei Kernspaltungen ablaufen können:

Tabelle: Auf- und Abbau von Atomkerne

Prozess (Kernfusion/Kernspaltung)	Dauer* in a	T in K	Kernbrennstoff → Fusionsprodukt(e)
Wasserstoff-Fusion (*in Sternen)	* > 10 ⁸	> 10 ⁶	4 ¹ ₁ H → ⁴ ₂ He (z. B. in der Sonne)
Wasserstoff-Fusion (H-Bombe /künstlich, noch im Versuch)			6 ² ₁ H → 2 ⁴ ₂ He + 2 ¹ ₁ H + 2 ⁰ ₁ n
Helium-Fusion (* in Roten Riesensternen)	* > 100.000	> 3 • 10 ⁶	3 ⁴ ₂ He → ¹² ₆ C (und: ¹² ₆ C + ⁴ ₂ He → ¹⁶ ₈ O)
Kohlenstoff-Fusion (*Roter Riese)	* ca. 1000	7 • 10 ⁶	2 ¹² ₆ C → ²⁴ ₁₂ Mg (und: ²⁰ ₁₀ Ne, ²³ ₁₁ Na ...)
Neon-Fusion (*Roter Überriese)	* ca. 10	Ca. 10 ⁹	2 ²⁰ ₁₀ Ne → Mg, Si, S, ... (+ ⁰ ₁ n / ⁴ ₂ He)
Sauerstoff-Fusion (*)	* ca. 1,0	2 • 10 ⁹	2 ¹⁶ ₈ O → ²⁸ ₁₄ Si + ⁴ ₂ He (und ³² ₁₆ S u. a.)
Photoneninduziertes Brennen (*)	(1-20 h)	3 • 10 ⁹	²⁸ ₁₄ Si, ³² ₁₆ S u. a. → ⁵⁶ Fe, Ni u. a.
Nova, Supernova (Sternkollaps)	< 1,0	> 4 • 10 ⁹	(Aufbau von Nukliden mit OZ > 26)
Spontanzerfall schwerer Radio-Nuklide (Spaltreaktion)			z. B.: ²⁴⁴ ₉₅ Am → ¹³⁴ ₅₃ I + ¹⁰⁷ ₄₂ Mo + 3 ⁰ ₁ n
Induzierte Spaltreaktion (AKW, Uran-Bombe)			z. B. ²³⁵ ₉₂ U + ⁰ ₁ n → ¹⁴² ₅₆ Ba + ⁹² ₃₆ Kr + 2 ⁰ ₁ n
Brutreaktion mit anschließendem β-Zerfall (d. h. Abgabe von e ⁻ , auch als ⁻¹ ₀ e ⁻ geschrieben)			²³⁸ ₉₂ U + ⁰ ₁ n → ²³⁹ ₉₂ U / ²³⁹ ₉₂ U → ²³⁹ ₉₃ Np + β und: ²³⁹ ₉₃ Np → ²³⁹ ₉₄ Pu + β

7.1.11 CERN und GSI: „Wir machen neue Elementarteilchen und Elemente“

Forschungszentren im 20. Jahrhundert haben ganz andere Dimensionen als die Experimentierküchen der Alchemisten und Hobbychemiker der beginnenden Neuzeit. Forschung vollzieht sich in Großlaboratorien multinational operierender Großkonzerne oder öffentlich unterhaltener Institute, Ämter und Organisationen.

In Sachen Kernphysik ist zum Beispiel die Europäische Organisation für Kernforschung CERN die größte Forschungseinrichtung. Sie liegt im Schweizer Kanton Genf und betreibt Grundlagenforschung am Aufbau der Materie. Der *Conseil européen pour la recherche nucléaire* umfasst 22 Mitgliedstaaten, beschäftigte Anfang 2012 etwa 3.200 Mitarbeiter und über 10.000 Gastwissenschaftler aus 85 Nationen (Deutschland war 2011 mit 334 Mitarbeitern und 1148 Gastwissenschaftlern vertreten).

Mit einem Jahresbudget von rund 1,11 Milliarden Schweizer Franken (2014) betreibt das CERN mehrere Teilchenbeschleuniger (Synchrotrone, Cyclotrone und Collider), Detektoren- und Rechenzentren sowie Computernetzwerke. Der derzeit bedeutendste Teilchenbeschleuniger ist der 2008 in Betrieb genommene *Large Hadron Collider* LHC, weitere Einrichtungen waren das Synchro-Zykoltron (etw 1957 bis 1990), das Protonen-Synchrotron (ab 1959) der Drahtkammer-Teilchendetektor von *Georges Charpak* (erfunden 1968, Nobelpreis 1992), die Blasenkammern BEBC und Gargamelle (zur Untersuchung von Neutrino-Reaktionen, ab 1971), die *Intersecting Storage Rings* (Speicherringe, ISR) und der *Low Energy Antiproton Ring* (LEAR, später zum LEIR umgebaut).

Der gigantische Einsatz an Geldern und Energie zeigte Erfolge: 1983 wurden am CERN W- und Z-Bosonen entdeckt (*C. Rubbia* und *S. van der Meer*, Nobelpreise 1984), 1999 Hinweise auf das Quark-Gluonen Plasma (im *Relativistic Heavy Ion Collider* RHIC) und 2002 gelang die Produktion und Speicherung von mehreren tausend „kalten“ Antiwasserstoff-Atomen. 2012 wurde nach jahrzehntelanger Suche sogar ein Teilchen gefunden, das in allen gemessenen Eigenschaften mit dem gesuchten Higgs-Boson übereinstimmt (Das *Higgs-Teilchen* ist elektrisch neutral, hat den *spin* 0 und zerfällt in Sekundenbruchteilen. Alle anderen Elementarteilchen erhalten ihre Masse erst durch die Wechselwirkung mit dem allgegenwärtigen Higgs-Feld. Diese Entdeckung brachte Higgs den Nobelpreis für 2013).

Ein anderes, großes Forschungsinsitut ist das GSI Helmholtzzentrum für Schwerionenforschung in Darmstadt in Hessen (1969 als Gesellschaft für Schwerionenforschung GSI gegründet). Am GSI wird mit Schwerionenbeschleunigern geforscht. Die GSI betreibt hierzu u. a. den Linearbeschleuniger UNILAC, der Ionen auf etwa 20% Lichtgeschwindigkeit beschleunigen kann, das Synchrotron SIS18, das auf bis zu 90 % der Lichtgeschwindigkeit beschleunigt, und den ESR-Speicherring, der bei Bedarf die vom SIS beschleunigten Ionen aufnehmen und speichern kann. Ein weiterer, neuer Großteil der Anlage soll im Jahr 2022 in Betrieb genommen werden, ein mit supraleitenden Magneten ausgeführter Doppelringbeschleuniger (SIS 100/300) mit einem Umfang von 1083,6 m.

Am GSI gelang es, nicht Elementarteilchen, sondern ein halbes Dutzend neue chemische Elemente herzustellen. Diese Elemente tragen die Protonen- bzw. Ordnungszahlen OZ 107 bis 112 im PSE; von der *International Union of Pure and Applied Chemistry* IUPAC bekamen sie folgende Namen: Darmstadtium (OZ 117, Symbol: Ds), Hassium ($_{108}\text{Hs}$ von *hassia*, Hessen), Bohrium ($_{107}\text{Bh}$, nach *Niels Bohr*), Meitnerium ($_{109}\text{Mt}$, nach *Lise Meitner*), Roentgenium ($_{111}\text{Rg}$, nach *Conrad Röntgen*) und Copernicium ($_{112}\text{Cp}$, nach *Nikolaus Kopernikus*). Copernicium zum Beispiel wurde am 9.2.1996 von *Sigurd Hofmann* und *Victor Ninov* erzeugt, dass sie ein Zink- und ein Blei-Ion ineinander schossen. 2006 veröffentlichten sie Testergebnisse, nach denen sich das Element ähnlich wie Quecksilber verhalten sollte, doch ihre Aussage stützte sich auf nur zwei Atome, die durch den Beschuss von Plutoniumatomen mit Calciumionen entstanden waren und wieder mit einer Halbwertszeit von etwa vier Sekunden zerstrahlt waren. An den Zerfallsprodukten erkannte man, dass es zwei Coperniciumatome gewesen sein mussten.

Die beiden „neuesten“, u. a. in Dubna (Russland) erzeugten Element sind Nihonium ($_{113}\text{Nh}$, nach *nihon*, Japan), Moscovium ($_{115}\text{Mc}$, nach Moskau), Tennessine ($_{117}\text{Ts}$, nach Tennessee/USA, für „Eka-Astatin“) und Oganesson ($_{114}\text{Og}$, für „Eka-Radon“, benannt nach *Yuri Oganessian*, dem Mitentdecker von Element Nr. 114 in 1999).

7.1.12 Das moderne, physikalische Weltbild

Das neue, revolutionierte Weltbild der Gegenwart lässt sich schwer beschreiben. Stichworte für einen Beschreibungsversuch wären die Relativitäts- und Quantentheorie, die Urknall-, Chaos- und Quanteninformationstheorie. Diese Entdeckungen oder auch Begriffe wie „Feldquanten und deren Wechselwirkung“ entfalten zwar große Aussagekraft in ihren mathematischen Formulierungen und sind auch für zahlreiche, technische Anwendungen von großer Bedeutung, entziehen sich aber unserer alltäglich-menschlichen Anschauung.

Zusammenfassend lässt sich sagen, dass die Revolution des physikalischen Weltbildes zu Beginn des 20. Jahrhunderts u. a. durch folgende, neue Erkenntnisse aus der Quanten-, Kern- und Astrophysik angestoßen wurde:

1. Energie ist gequantelt ($E = h \cdot \nu$) und in Masse umwandelbar ($E = m \cdot c^2$, Äquivalenz von Masse und Energie). Mikroskopisch kleine Teilchen haben daher Welleneigenschaften (Teilchen-Welle-Dualismus).
2. Die Elektronen in der Atomhülle befinden sich wie Teilchen auf einer Umlaufbahn um den Atomkern (*Bohr'sches* Atommodell), unterliegen aber auch der *Heisenberg'schen* Unschärferelation ($\Delta x \cdot \Delta p \approx h$) und sind als stehende Wellen um den Atomkern aufzufassen (wellenmechanisches Atommodell).
3. Zur Beschreibung der Quantenzustände von Elektronen(wellen) gibt es vier Quantenzahlen: Die Hauptquantenzahl *n*, die Nebenquantenzahl *l*, die Magnetquantenzahl *m* und den *spin s*.
4. Das Universum entstand durch einen *big bang* („Urknall“). Seitdem bewegen sich alle Galaxien und Sterne auseinander (Ausdehnung des Raum-Zeit-Kontinuums).
5. Sterne bilden in ihrem Inneren schwerere Elemente (Kernfusion), viele von ihnen werden von Planeten umrundet.

In der Chemie führten die neue Erkenntnisse aus der Quanten-, Kern- und Astrophysik zur Formulierung des wellenmechanischen Atommodells (*Pauli-Prinzip*, *Hund'sche* Regel, Orbitaltheorie) und der Quantenchemie, die u. a. ein Modell der chemischen Bindung (*Pauling*) entwarf und sowie vom aromatischen Zustand (*Hückel*).

Einige dieser Grundaussagen der modernen Chemie sind:

1. Die Elektronen verteilen sich nach dem *Pauli-Prinzip* auf Atomorbitale (Energieniveaus: 1, 2, 3 ... , Unterniveaus: s / $p_{x,y,z}$ / d_{yz,xz,xy,z^2,x^2-y^2} / f usw.).
2. Die Außenelektronen können zu Nachbaratomen Verbindungen ausbilden (Molekülbildung in chemischen Verbindungen: *Valence-Bond-* oder VB-Theorie); die Polarität der entstehenden Elektronenpaar-Bindung wird von der Elektronegativitäts-Differenz der Bindungspartner bestimmt (*Pauling-Skala* der EN-Werte).
3. Die Anzahl der Elektronen auf der Außenschale (nach *Bohr*, Valenzelektronen genannt) entscheidet über Art und Anzahl möglicher Bindungen, die das Atom eingeht (Valenz, chemische Wertigkeit).
4. Die Verschmelzung von Atom- zu Molekülorbitalen bestimmt die räumliche Struktur der Bindungen und Moleküle (MO-Theorie, Konzept der „Hybridisierung“). *

* (Zu ergänzen wäre, dass sich die räumliche Struktur dieser Orbitale computermathematisch beschreiben lässt. *Heisenberg's* Unschärferelation erlaubt es jedoch nur mit Auf-

enthaltswahrscheinlichkeiten ψ^2 zu rechnen. Diese ergeben sich, wenn die Wellenfunktion ψ quadriert wird; die Wahrscheinlichkeitsverteilung $\Delta W(x) = 4 \cdot \pi \cdot r^2 \cdot \psi^2$ erlaubt dann Computerberechnungen von radialen Wahrscheinlichkeitsverteilungen $\Delta W(x)$ als Funktionen des Kernabstandes r des Elektrons. Die Berechnung beschreibt Orbitale (AO), also Bereiche, in denen sich das jeweilige Elektron mit einer Wahrscheinlichkeit von über 90% aufhält. Bei der Auffüllung der Atomorbitale (Quantenzustände im Atom) mit den Elektronen werden zunächst die s -Atomorbitale besetzt, danach die p -, d - und f -Atomorbitale).

7.2 Technik im 20. und 21. Jahrhundert

7.2.1 Kälte-, Ton- und Lichttechnik (im beginnenden 20. Jahrhundert)

Zur Revolution des physikalischen Weltbildes kam ein Entwicklungsschub in der Technik, der durch die neuen, physikalischen Erkenntnisse noch weiter beschleunigt wurde. Noch unabhängig von der neuen Quantenphysik erfuhren zu Beginn des 20. Jahrhunderts z. B. die Kälte, Ton- und Lichttechnik einen solchen Schub.

In der Kältetechnik kam die Tiefkühlkost auf, an deren Anfang *Birdseye* und *Jones* standen. Der staatliche Naturforscher *Clarence Birdseye* war schon im Alter von 20 ein Überlebenskünstler. Er aß Eule, Stinktier, Schlange und Luchs und hatte 1916 in Labrador die Idee, Nahrung nicht zu pökeln oder wie Trockenfleisch zu konservieren, sondern wie die Inuit, die ihren Fisch an Luft bei -20 °C bis -30 °C gefrieren ließen. Er war nach Auftauen frisch und lecker, und erste Experimente mit Gemüse überzeugten. Trotzdem vergaß *Birdseye* die Idee, und erst 1917, zurück in den USA, erinnerte er sich beim nationalen Fischereiverband an diese Methode, das Verderben des Fisches zu verhindern. Er entwickelte den ersten Schockfroster (Plattenfrostung) und begründete so die neue Branche der Tiefkühl(kost)-Industrie. Tüftler *Frederic McKinley Jones* erfand schließlich ein erstes Kühlaggregat für Lastwagen, als Ersatz für eisgekühlte Transporter. Von etwa 1944 an gab es Kühlcontainer im Transportwesen, später auch Tiefkühltruhen bis hin zur Embryonenfrostung: Die Kühl- und Kältemaschinen wurden immer wirkungsvoller, auch weil man, etwa ab Mitte des 20. Jahrhunderts, FCKWs alias Frigene und Freone als Kältemittel einsetzte (welche die Ozonschicht schädigten).

In der Tontechnik gab *Lee De Forest* einen Anstoß für das nächste Jahrhundert. Er erfüllte 1900 in Chicago den Traum, die menschliche Stimme gleichzeitig an Millionen Hörer verschicken zu können. Er wollte sie kabellos verschicken und empfangen, doch es fehlte an einem Verstärker. 1903 experimentierte er mit Gas und Elektrizität, entwickelte 1906 gasgefüllte Röhren mit drei Elektroden, das „Audion“, und am 13.1.1910 war die erste Sendung: Die *Metropolitan Opera* übertrug eine Aufnahme im Radio. Die Premiere misslang: statt Arien kamen überwiegend nur Rauschen und Störgeräusche, und die Presse zerriss den Erfinder. Er wurde wegen Betruges verhaftet. Die Auktionäre waren sauer. *De Forest* verschleuderte sein „Audion“-Patent daher 1913 an die Firma AT&T. Diese entdeckte den Konstruktionsfehler und griff seine Idee auf: Seine Röhre wurde nun evakuiert, und die Störgeräusche blieben aus. Die erste Elektronenröhre kam zum Einsatz – ab 1913 im Radio, später bei Fernsehübertragungen, im Radar, und in Tonbandgeräten.

Seit den wilden 1920er Jahren kam dann Problem der Lärmbelästigung in den Großstädten auf. Der Mormone *Harvey Fletcher* erforschte die Messung des Schalls und seine Auswirkungen auf die Ohren. 1929 wurde eine erste Behörde zur Lärmbekämpfung gegründet und ein fahrbares Lärmlabor kam in NY zum Einsatz. Das „Audiometer“ maß die

Lautstärke in Dezibel (dB), und bald wurden Ampeln aufgestellt. Die lauten Trillerpfeifen der Verkehrspolizei verstummten.

Der Funkverkehr brachte bald noch ganz andere Möglichkeiten mit sich. *George Antheil* galt als „bad boy“ der Musik. Er erfand mit Filmstar *Léger* und *Dudley Murphy* zusammen das „Pianola“, ein mechanisch selbstspielendes Piano mit Notenrollen. Die Synchronisation der Pianos mit dem Film jedoch gelang nicht, und nach der Premiere in Paris 1926, die noch ein (Skandal-)Erfolg war, wurde die Aufführung 1927 in New York eines der größten Desaster der damaligen Filmgeschichte. Die Player-Piano-Technik sollte jedoch bald auch den Frequenzwechsel bei den ersten ferngesteuerten Torpedos steuern. Die 88 Piano-tasten entsprachen 88 Funkfrequenzen, und der Feind konnte den Funkverkehr mit den Torpedos nicht mehr stören. Das Militär setzte seinen Entwurf damals noch nicht um, doch seine Idee zur Funkverschlüsselung wurde bei Kubakrise im 20. Jahrhundert nocheinmal reaktiviert, bis dass sie dann in den 1980er Jahren nicht mehr geheim war. Eine weitere „Ton“-Technik, die kurz nach dem 19. Jahrhundert aufkam, war der Versuch, den Schall zum Sehen zu nutzen. Der nach der *Titanic*-Katastrophe 1912 in Boston entwickelte „Fessenden-Oszillator“ der *Submarine Signal Company* erzeugte im Wasser Schall und diente zugleich als Morseapparat – ein erstes Sonar-Gerät (Ab den 1920ern kam dann die Echoortung auf, später auch die Ultraschalluntersuchungen zu medizinischen Zwecken).

In der Lichttechnik gab es seit etwa 1880 Glühbirnen, und 1902 kam die Neonröhre auf. In der *science fiction*, bei *H. G. Wells* u. a., sollte Licht sogar als Werkzeug und Waffe einsetzbar sein, doch reale Laser gab es erst ab den 1950'er Jahren. *Albert Einstein* hatte 1917 die „stimulierte Emission“ quantenphysikalisch als eine Umkehrung der Absorption beschrieben, und *Rudolf Ladenburg* gelang 1928 der experimentelle Nachweis, dass diese Emission erzeugt werden kann. „Laser“ steht für *light amplification by stimulated emission of radiation*, „Licht-Verstärkung durch stimulierte Aussendung von Strahlung“. Der Einsatz von Lasern und Strichcode-Scannern, erfunden von *Silver* und *Woodland* Ende der 1940'er in den USA, revolutionierte dann im 20. Jahrhundert den Handel. Einzelhändler konnten nun riesige Warensortiments bereitstellen und verwalten. Laser wurden allgegenwärtig: an Kassen, für DVDs und Filme, in Bühnenshows und zum Schnelden, Bohren, Schweißen und Beschriften – nicht nur im heimischen Laserdrucker (Im 21. Jahrhundert begann das Internet über Laserlichtimpulse in Glasfaserkabeln zu laufen — und künftig nutzt man sie vielleicht auch zur Kernfusion. In der *national ignition facility/faculty* versucht man, Nanosekunden-Laserimpulse aufzuspalten und millionenfach auf 500 TW zu verstärken, um sie in der Zielkammer auf Wasserstoffkapseln zu leiten. Der gefrorene Wasserstoff-Tropfen könnte dann zu Helium werden – an einem Ort, der dann einige Nanosekunden lang der heißeste Ort im gesamten Sonnensystem wäre).

7.2.2 Die digitale Revolution – Halbleiter, Transistoren und das „web“

Die beschriebene Revolution des physikalischen Weltbildes durch die Relativitäts- und die Quantentheorie setzte weitere technologische Entwicklungsschübe in Gang. So gab z. B. das *Pauli-Prinzip* vor, welche Energieniveaus („Bänder“) von Elektronen besetzt werden können. Hieraus folgte, dass Elektronen in elektrischem Leiter frei bewegliche Elektronen haben – sie sitzen im „Leitungsband“. In Isolatoren (Nichtleitern) sind alle Valenzelektronen in Bindungen zwischen den Atomen fixiert („Valenzband“). Technisch besonders gut nutzen ließen sich Stoffe, in denen die Valenzelektronen nur locker fixiert sind: Bei Energiezufuhr von werden sie beweglich und gehen in das Leitungsband über. Solche durch Wärme, Licht oder Zugabe von Fremdatomen aktivierbare Stoffe wurden Halbleiter ge-

nannt. Durch Erwärmung, Belichtung oder „Dotierung“ mit winzigen Spuren von Fremdstoffen sie plötzlich zu elektrischen Leitern werden – aktivierbar quasi durch „Anschalten“. Das ist möglich, weil die Distanz der Energieniveaus zwischen Leitungs- und Valenzband recht gering ist. Sie kann auch mit Elektronen aus Fremdatomen überbrückt werden: Silizium zum Beispiel wird dazu mit Phosphoratomen „dotiert“ (n-Halbleiter, die überschüssigen Elektronen der P-Atome sind beweglich), oder mit Bor-Atomen (p-Halbleiter, die durch die B-Atome entstandenen „Elektronenlücken“ werden als positive Ladungen beweglich).

John Bardeen entdeckte Ende der 1940er Jahre, dass sich Halbleiter hervorragend als elektronische Schalter einsetzen lassen – angewandte Quantentechnologie. Solche Transistoren (von engl. *transfer resistor*) lassen Elektronen nur in einer Richtung fließen, so dass Wechsel- zu Gleichspannung wird (gut passend zur binären Ein-/Aus-Logik). 1947 wurde der erste „Spitzentransistor“ konstruiert, 1951 der erste pnp-Flächentransistor. 1953 ging der erste IBM-Computer auf den Markt, und *Dummer* probierte 1957 erste „integrierte Schaltkreise“ aus. Im Sommer 1959 gelang es *Jack Kilby* von *Texas Instruments*, einen ersten funktionierenden integrierten Schaltkreis zu bauen (heute nutzt man „Chips“ und „Mikrochips“). Transistoren begannen, die teuren Röhren in den ersten PCs zu ersetzen, und mit der entsprechenden Software kamen die PCs der 2. Generation auf den Markt. 1966 wurden sie serienmäßig mit integrierten Schaltkreisen ausgestattet (PCs der 3. Generation), mit „LSI“ und schon ein Jahr später konnte man bereits einige Tausend Transistoren auf einem „Chip“ unterbringen. *Gordon Moore* formulierte 1965 die Annahme einer Gesetzmäßigkeit in der regelmäßigen Verdopplung der Komplexität integrierter Schaltkreise mit minimalen Komponentenkosten (Anzahl der Transistoren pro Flächeneinheit), das *Moore'sche Gesetz*. Die Verdopplungsrate wurde je nach Quelle auf alle 12 bis 24 Monate geschätzt. Diese Gesetzmäßigkeit führte auch dazu, dass 1968 die Firma *Intel* erste programmierbare Chips entwarf – sofort kamen sie in Wasch- und Schreibmaschinen, Thermostaten, Videogeräten und PCs zum Einsatz, sogar im Weltraum.

1971 erschien der erste käufliche Mikroprozessor. Er trug etwa 2000 Transistoren. Bald gab es welche mit über einer Million Transistoren (*very large scale integration*, VLSI) und die PCs der 4. Generation tauchten auf (Ab 1990 gab es bereits erste chips, die 4 Millionen *bits* speichern konnten, und als PCs der 5. Generation werden „*transputer*“ geplant, in denen ein ganzer PC auf einem VLSI-Chip untergebracht werden soll).

Die Quantentechnologie der Halbleiter führte zu einer revolutionären Informationstechnologie der Computernetzwerke: Nachdem IBM 1980 den erste „*personal computer*“ (PC) auf den Markt gebracht hatte, galt das Interesse der Vernetzung der PCs. Schon 1971 gelang der erste email-Versand gegeben (*Ray Timlinson*, Cambridge/USA). Etwa 1969 bis 1983 wurde das „Arpanet“ aufgebaut, von 1981 bis etwa 1993 kamen TCP/IP, DNS und das Usenet hinzu und ab 1989 setzte die große Kommerzialisierung ein.

Das erste *Usenet-Posting* von *Tim Berners-Lee* 1991 kann als „offizieller Start“ des *world wide web* („Internet“) angesehen werden (Er entwickelte die Grundlagen des World Wide Web um das Jahr 1989 am CERN und machte dieses Projekt eines Hypertext-Dienstes mit einem Beitrag zur Newsgroup alt.hypertext über das *Usenet* weltweit verfügbar).

Das „Netz“, entwickelte sich rasant. Der Datenaustausch zwischen den über Internet verbundenen Rechnern erfolgte mittels technisch normierter Internetprotokolle. So ermöglichte der weltweite Verbund von Rechnernetzwerken, den autonomen Systemen, bald fast jedermann die Nutzung von Internetdiensten wie email, www, Telnet, Usenet und FTP;

und seit etwa 2003 ist das „Internet“ quasi zum web 2.0 geworden, nicht zuletzt durch die Cloud und durch *social media* Plattformen wie *Twitter*; *facebook* und *Youtube*: Der Nutzer wird vom Konsument der Inhalte zum Prosument; Nutzer können mediale Inhalte nun selbst erstellen, einzeln oder in Gemeinschaften (*communities*), und sich untereinander austauschen.

Das Internet sowie das web 2.0 brachten gewaltige Umwälzungen in fast allen Lebensbereichen. Ein Modernisierungsschub in vielen Wirtschaftsbereichen folgte, neue Wirtschaftszweige entstanden und das Kommunikationsverhaltens und die Mediennutzung im beruflichen und privaten Bereich änderte sich ähnlich grundlegend wie nach der Erfindung des Buchdrucks. Die „digitale Revolution“: Etwa 2002 war es der Menschheit erstmals möglich, mehr Informationen digital als im Analogformat zu speichern – das „Digitale Zeitalter“ begann. In weniger als 10 Jahren, während des Jahrzehnts um die Millenniumswende wurde die weltweit gespeicherte Informationsmenge fast vollständig digitalisiert (Im Jahr 1993 waren etwa 3 % der weltweiten Informationsspeicherkapazität digital, 2007 waren es bereits rund 94 %).

Im März 2007 hatte laut IWS etwa 16,9 Prozent der Weltbevölkerung Zugang zum Internet, Anfang 2008 laut EITO 1,23 Milliarden Menschen. Der Computer wurde selbstverständlich. Digitale Güter (Software und digitale Informationen) ließen sich beliebig oft nutzen, ohne sich zu verbrauchen, Roboter und Mobiltelefone verdrängten Handarbeit, Briefpost und Fernsprecher mit Festnetzanschlüssen, und GPS, DVDs, Digitalkameras und Drohnen wurden alltäglich. *Ian Pearson*, Chef-Futurologe der *British Telecom*, rechnet ab 2020 sogar mit Maschinen mit einem Bewusstsein („Industrie 4.0“). Es ist nicht mehr undenkbar, dass eines Tages künstliche Intelligenz (KI) die menschliche Intelligenz übertreffen wird, um den Fortschritt dann selbst voranzutreiben (die vermutete Rechenleistung des menschlichen Gehirns von rund 100 bis 10000 Teraflops wurde bereits von Supercomputern erreicht).

7.2.3 Energiegewinnung und –transfer

Nach dem zweiten Weltkrieg begann die Forschung, nach zivilen Einsatzmöglichkeiten der neu entdeckten Energiequelle „Kernkraft“ zu suchen. 1951 wurde ein erstes zivil nutzbares „Atomkraftwerk“ (AKW in Betrieb genommen (Harwell, USA), 1954, zwei Jahre nach dem ersten Test einer Wasserstoff-Fusionsbombe, ging in Obninsk bei Moskau ein erstes Kernkraftwerk zur Stromerzeugung ans Netz. Es lieferte 5 Megawatt an elektrischer Energie. 1958 zündete eine erste kontrollierte Wasserstoff-Fusion; man erreichte 100 Millionen Grad Celsius (USA). Die erste gesteuerte Kernfusion gelang 1970 (Tokamak, UdSSR), und 1977 gelang eine erste laserinduzierte Kernfusion, und 1992 eine erste kontrollierte, künstliche Kernfusion, die über zwei Sekunden lang dauerte.

Der Energiebedarf wuchs unaufhörlich. In den industriell entwickelten Ländern waren die im 19. Jahrhundert gegründeten Energie-Unternehmen inzwischen zu großen, oft multinationalen Konzernen herangewachsen. Zur Erzeugung und Bereitstellung von Energie für den allgemeinen Verbrauch kam die Aufgabe der Übertragung an die einzelnen Verbraucher hinzu. Auch Beschaffung, Transport und Verwandlung von Brennstoffen zu Heizzwecken wurden wichtige Wirtschaftszweige. Elektrische Energie deckte bald 40 Prozent des weltweiten Energiebedarfes ab, wovon Ende des 20. Jahrhunderts rund 20 Prozent für elektrische Antriebe benötigt wurden, 19 % für die Beleuchtungs-, 16 % für die Klima- und 14 % für die Informationstechnik. Die verschiedenen Energieträger können über Leitungen die Verbraucher erreichen, wie typischerweise elektrische Energie, Erdgas, Nah-

und Fernwärme. Andere Energieträger sind oft lagerfähig und beliebig transportfähig, so z. B. Kohle, Heizöle, Biomassen, Industriegase, Kraft- und Kernbrennstoffe. Die Energieversorgung konzentrierte sich zunehmend auf Wärme- und elektrische Energie zur Stillung der Bedürfnisse nach Nahrungszubereitung, Heizung und den Betrieb von Maschinen und Einrichtungen zur Lebenserleichterung wie z. B. zur Fortbewegung.

Der rasant steigende Verbrauch fossiler Energieträger führte über den Anstieg des CO₂-Gehaltes der Atmosphäre zu einer bedrohlichen, globalen Erwärmung. Zusätzlich führte die Problematik nicht entsorgbarer radioaktiver Abfälle zur Jahrtausendwende dazu, dass neben Kern- und Fossilen Energien in vielen Ländern nun auch die Regenerativen Energien stärker in den Fokus gerieten. Die industrielle Gewinnung von Energie aus Wind und Sonne, Biomasse, Erdwärme und Wasserkraft begann (inklusive der Gezeiten-, Wellen- und Meeresströmungs-Kraftwerke). 1992 veröffentlichten die „Ärzte gegen Atomkrieg“ Ergebnisse, nach denen es über 750000 Todesfälle durch radioaktive Strahlung aus Atomreaktoren gegeben hat. Die Skepsis gegenüber der Atomkraft wurde auch die Nuklearunfälle in Tschernobyl, Fukushima und Sibirien vergrößert (Am 6.4.1993 explodierte die Atomfabrik „Tomsk VII“ in Sibirien, 200 m² wurden radioaktiv verseucht. Am 29.9.1957 explodierte die Kerntechnikanlage „Majak“ bei Kyschtym, und es gab eine Verseuchung von 20.000 km². 1986 in Tschernobyl waren es über 6400 km² und etwa 4000 Tote, 2011 in Fukushima etwa 730 bis 1260 Tote).

7.2.4 Moderne Mobilität –Raumfahrzeuge und E-PKWs mit GPS

Im 20. Jahrhundert stiegen die Reichweite und Menge der Verkehrsmittel auf ein nie dagewesenes Niveau an. Vom ersten Motorflug der Gebrüder *Wright* 1903 und die Nordpolarexpedition von *Peary* 1909 über die erste Atlantiküberquerung von *Charles Lindbergh* bis hin zur Erstbesteigung des Mt. Everest 1953 zieht sich eine Linie stetig steigender Mobilität. 1960 kam man beim ersten Tieftauch-Rekord im Marianengraben auf 10916 m uNN. 1961 gelang der erste bemannte Weltraumflug (*Jurij Gagarin*). 1969 erreichte der Mensch sogar den Mond, und ab 1972 starteten erste unbemannte Raumsonden, die um 1991 sogar das Sonnensystem verließen: *Pioneer 10* und *11*, *Voyager 1* und *2* und die 2006 gestartete Sonde *New Horizons* (Im Hinblick auf den bloßen Nachrichtenverkehr gab es den ersten aktiven Kontaktversuch über das Sonnensystem hinaus am 16.11.1974, über ein in den Kugelsternhaufen M13 abgesandte 1,679kB-Radiosignal – es wird etwa 27000 n.Chr. dort eintreffen).



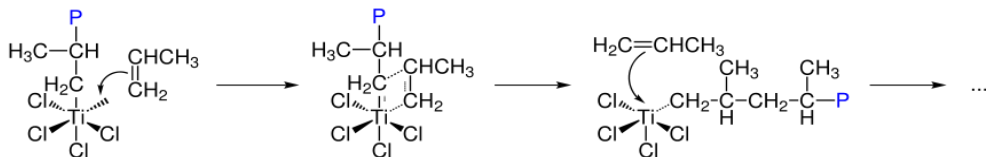
Abb. 96: Aldrin, Apollo 11

Nicht nur die Reichweite – auch die Menge an Verkehr wuchs an. Zu Beginn des 21. Jahrhunderts lag das Aufkommen an Schienen-, Straßen-, Luft-, Schiffs-, Post- und Nachrichtenverkehr auf einem nie dagewesenen, hohen Stand. Allein im deutschen Straßenverkehr lag es 2012 bei 68878 Millionen Menschen. Im Jahr 2013 legte jeder Deutsche durchschnittlich etwa 15000 km zurück, davon rund 12000 km (über 80 %) per Automobil. Der Güterverkehr betrug 2012 in Deutschland 3988,3 Millionen Tonnen (bzw. bei 633,2 Milliarden Tonnenkilometern. In vielen Industrieländern ist die Automobilindustrie einer der bedeutendsten Industriezweige. 1973 gab es den ersten Autoabgas-Katalysator (die Lambda-Sonde), ab 1996 erste in Serie produzierte E-Autos. Seit 1985 arbeitet das GPS, ab dem Jahr 2000 gab es Navigationsgeräte auch für Privat-Kfz. Weltweit wurden

2013 nach Angaben des Weltautomobilverbandes OICA 87,3 Millionen Fahrzeuge produziert, davon 18,4 Millionen in China, je rund 8,5 Millionen in USA und Japan und 6,3 Millionen in Deutschland. Etwa 5 bis 10 % der gesamten Landfläche der USA, Japans und Westeuropas wurden in den 1990er Jahren durch den Automobilverkehr in Anspruch genommen (weltweit ein bis zwei Prozent). Flächenversiegelung, Abholzung, Luftverschmutzung durch Stickoxide, Kohlenmonoxid, Rußpartikel, unverbrannte Kohlenwasserstoffe wie Benzol u. a. sind Folgen der Verbrennung von weltweit jährlich rund 1,81 Milliarden Tonnen Treibstoffen zu Verkehrszwecken (Stand: 2000). 2011 lag der Gesamtbestand an Kraftfahrzeugen (PKW, LKW und Busse) in den USA, China, Japan, Deutschland und Russland zusammen bei rund 500 Millionen (In Deutschland waren es am 1.1.2014 29,9 Millionen Benzin-getriebene Kraftfahrzeuge, 13,2 Millionen Diesel-Kfz und 12156 Elektroautos – bei insgesamt 43,8 Millionen Kfz).

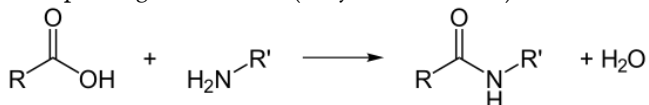
7.2.5 Kunststoff- und Verpackungsindustrie

Ähnlich bedeutsam wie die Automobilindustrie wurden die Verpackungs- und Kunststoff-Industrie. Letztere gehört zur chemischen Industrie, denn ihre Kunststoffe sind künstlich hergestellte Werkstoffe. Sie bestehen aus Riesenmolekülen. Schon *Baekeland* hatte 1907 einen ersten Kunststoff aus Phenol und Formalin hergestellt, noch bevor *Staudinger* die Existenz dieser Riesenmoleküle entdeckt hatte. *Baekelands* Produkt wurde daher Bakelit genannt. *Hofmann* schaffte es 1909, einen ersten elastischen Kunststoff herzustellen, das gummiähnliche Elastomer 2,3-Dimethyl-butadien. Nachdem *Ziegler* und *Natta* 1925 dann entdeckt hatten, dass Ethylen C_2H_4 an Katalysatoren zu Polyethylen PE umgesetzt werden kann, fand *Natta* 1953 noch eine Methode, wie sich PE unter Hochdruck in einem hohen räumlichen Ordnungszustand produzieren lässt. Bald gab es Kunststoffe nach Maß: *Natta* setzte zur PE-Herstellung Mischkatalysatoren ein, wie z. B. aus Aluminiumalkylaten und Titan(IV)-chlorid $TiCl_4$. Diese bilden mit Alkenen wie z. B. Propen Komplexe, die „stereospezifisch“ zu Polymeren wie Polypropylen PP weiterreagieren (*Ziegler-Natta*- oder ZN-Katalyse). Der $TiCl_4$ -Propen-Komplex reagiert dabei mit weiteren Propenmolekülen $H_2C=CH-CH_3$, so, dass eine neue Ti-C-Bindung entsteht. Diese lagert dann erneut ein Propenmolekül an, so dass eine Kettenreaktion entsteht, aus der am Ende lange Polypropylen-Molekülketten werden:



Die ZN-Katalysatoren erlangten enorme wirtschaftliche Bedeutung, ihr Umsatz betrug bald 150 kg Polymer pro Gramm Titan. Durch stetige Verbesserung der Katalysatoraktivität können heutzutage mit einem Gramm Titan im Katalysator sogar weit über 1000 kg Polymer hergestellt werden, der Katalysatorrest verbleibt im Produkt, zum Beispiel im PP oder HDPE (*Hochdruck-Polyethylen*). Diese Polymere werden u. a. zu Gasleitungen, Öltanks, Rohren und Verpackungsmaterialien verarbeitet. Das Gesamtvolumen an PP 2007 lag bei 45,1 Mio. Tonnen, das an HDPE über 30 Mio. Tonnen.

Kunststoffe können auch zu Fasern gesponnen werden („Synthetik“, „Chemiefasern“). Die erste Kunstfaser-Textilfabrik nahm ihren Betrieb 1951 in Krefeld auf. Eine der wichtigsten Textilfasern wurde das Polyamid. Es entsteht aus Carbonsäuren, Formel etwa: RCOOH, und Aminen H₂N-R' unter Abspaltung von Wasser (Polykondensation):



Carbonsäure RCOOH + Amin H₂N-R' → Polyamid + Wasser H₂O

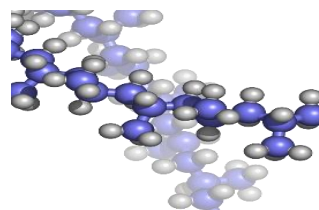
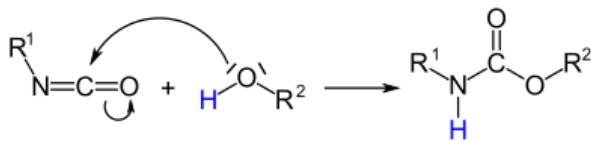
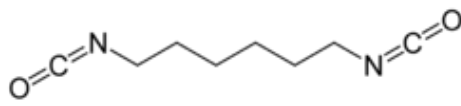


Abb. 97: Ausschnitt aus einem PP-Molekülmodell (Kugel-Stab-Modell)

Otto Bayer (I.G. Farben, Leverkusen 1937) stellte erstmals ein Polyurethan PUR her, aus einem zweiwertigen Isocyanat (Diisocyanat) und einem zweiwertigen Alkohol (Diol). Auch diese Kunststoffe wurden ab 1940 industriell hergestellt. Die Herstellung verläuft durch Anlagerung von Alkoholen R-OH an Isocyanate R-N=C=O („Polyaddition“):



z. B.:



Isocyanat R¹-N=C=O + Alkohol HO-R² → Polyurethan

= Hexamethylen-1,6-diisocyanat (HDI)

PUR-Kunststoffe ließen sich gut zu Schaumstoffen verarbeiten (durch den Einsatz von Polyetherpolyolen). Bereits 1960 wurden über 45.000 t an Schaumstoffen produziert, bis zum Jahr 2000 stieg der weltweite PUR-Verbrauch auf rund 9 Millionen Tonnen, bis 2007 auf über 12 Millionen Tonnen. In Deutschland produzierte man fast 1 Million Tonnen PUR, hauptsächlich bei BASF und der Bayer AG.

In den 1960'er Jahren wurden viele weitere Kunststoffe entdeckt, ins Besondere Reaktionsharze wie Polyester, Epoxide und Polyurethane. Weitere Kunststoffe wurden durch Abwandlungen mittels Schäumen, Strukturvariationen, Copolymerisation, Verstärkungsmittel-Zusätze, Verbundwerkstoffe und Polymeren-Mischungen erzeugt. Von den siebziger Jahren an tauchten zudem Hochleistungs-Kunststoffe auf (Polysulfone, Polyaryletherketone, flüssigkristalline Polymere usw.). Die Weltjahresproduktion an Kunststoffen betrug 1990 etwa 100 Millionen Tonnen, 2008 lag sie bei 280 Millionen. Fasern, Folien, Halbzeuge, Wärmedämmungen, Bodenbeläge, Bindemittel in Lacken, Klebstoffen und Kosmetika, Verpackungen, Armaturenbretter, Benzintanks, Polsterungen, Isolierungen und Leiterplatten, Kunstharze und Gehäuse – inzwischen gibt es kaum noch Industrieprodukte, die ohne Kunststoffe auskommen. Pro Kopf wurden im Jahr 2000 in Westeuropa 92 kg Kunststoff verbraucht, in Osteuropa 13 kg und in Nordamerika sogar 130 kg.

7.2.6 Lebensmitteltechnologie, Pharmazie und Medizintechnik

Das 20. und 21. Jahrhundert brachte umwälzende technologische Neuerungen auch im Ernährungs- und Gesundheitsbereich. In der Lebensmittelindustrie kamen biotechnische Innovationen auf (wie z. B. die Produktion von synthetischem Lab). Innerhalb der Verfahrenstechnik entstand die Lebensmitteltechnologie als eigene interdisziplinäre Hochschulausbildung und eigenständiger Forschungsbereich. In der Pharmazie bekam die großtechnische Arzneimittelherstellung und –erforschung zentrale Bedeutung – fortan wurden Fertigarzneimittel industriell in standardisierten Dosierungen und Mengen von Pharmaunternehmen produziert und verpackt. Die Medizintechnik wandte ingenieurwissenschaftliche Prinzipien zur Verbesserung von Diagnostik, Therapie, Krankenpflege und Rehabilitation an, und zahlreiche Fachrichtungen etablierten sich – von der Bakteriologie und Anästhesiologie über die Sozialmedizin bis hin zur Neuroradiologie. Hygienemaßnahmen, Antibiotika und Qualitätsmanagementsysteme wurden systematisch eingesetzt, die „Apparatemedizin“ nahm ihre Arbeit auf – mit Großgeräten wie Kernspintomographen und Linearbeschleunigern, aber auch mit hochentwickelten Implantaten und Robotern im Operationsaal.

Meilensteine in Medizin und Medizintechnik waren 1960 der erste Verkauf der Anti-Baby-Pille, 1967 die erste Herztransplantation (*C. Barnard*), 1969 die erste Transplantation eines künstlichen Herzens und 1970 die erste Nerven-Transplantation. Im gleichen Jahr bildete das erste künstlich erzeugte Gen den Anfang der Gentechnologie (durch *Har Gobind Khorana*, ihm gelang später auch die Entzifferung des genetischen Codes). 1971 wurden erstmals Mäuseembryonen erfolgreich aufgetaut (Beginn der Kryobiologie), 1977 die erste Computertomographie vorgenommen und 1997 das erste Klonföhen geboren. 1991 wurden erstmals gentechnisch mutierte Pflanzen im Freilandversuch eingesetzt (virusresistente Tomatenpflanzen in Japan) und verkauft (blaue Rosen, in Australien). Ein Jahr später entdeckte man das größte Lebewesen der Welt, ein 100 Tonnen schwerer Pilz in 150000 m² kanadischem Waldboden, und 1996 erste, noch unsichere Hinweise auf außerirdisches Leben (in einem 3,6 Milliarden Jahre alten, in der Antarktis gefundenen Mars-Meteoriten).

1995 konnten Signale eines Computerchips erstmals auf die menschliche Netzhaut übertragen werden, und 1997 ließ sich ein Halbleiter in einen Käfer implantieren, um biologische Signale aufzuspüren – der Käfer wurde in einem elektrischen Schaltkreis zum Biosensor (der Begriff „Cyborg“: *cybernetic organism*, „kybernetischer Organismus“ war schon in den 1960er Jahren aufgekommen). Die Ersterzeugung eines künstlichen Herzens als körpereigenen Zellen gelang 1998 (*tissue engineering*), und 1999 begann die Endphase des *Human Genome Projects* zur vollständigen Entschlüsselung des menschlichen Genoms, das aus etwa 20000 bis 30000 Genen besteht.

Die technischen Verbesserungen in der Nahrungsversorgung und Gesundheitsfürsorge bewirkten einen rasanten Anstieg der Lebenserwartung und der Weltbevölkerung: Während es um 1600 auf der gesamten Erde noch keine 500 Millionen Menschen gab, waren es um 1900 bereits 1,5 Milliarden, im Jahr 2000 rund 6 Milliarden und im Jahr 2016 rund 7,4 Milliarden Menschen. Im Jahr 2007 lebten zudem erstmals mehr Menschen in Städten als auf dem Land, und die UNO erwartet zum Jahr 2030 einen weltweiten Anstieg der Stadtbevölkerung auf über 60 % (und im Jahr 2050 auf rund 70 %, während er im Jahr 1950 noch bei 30 % lag). Die Forschung im 20. und 21. Jahrhundert stellte sich auf die damit verbundenen Probleme ein.

7.3 Forscher und Forschung im 20. und 21. Jahrhundert

7.3.1 Haber – „Luft zum Essen“ (1909), Chemie im Spannungsfeld des 20. Jahrhunderts

Die Chemiker und ihre Forschungsarbeit waren im 19. Jahrhundert ganz anderen Arbeitsbedingungen unterworfen als ein Jahrhundert später. Der Umbruch – die Revolution des physikalischen Weltbildes und der technischen Möglichkeiten – kam im Anschluss an die beiden Weltkriege. Er zeigt sich besonders am Leben und Werk eines Chemikers, das im für das 20.- Jahrhundert typischen Spannungsfeld steht – zwischen Krieg und Frieden, Hunger und Geld, Forschungssegen und Chemiewaffen, alten Modellen und neuen Möglichkeiten.

Fritz Haber (1868-1934) trug in dieser Zeit mit seinem Projekt „Brot aus Luft“ zum Wohlergehen der Menschheit bei – aber er erfand auch Chemische Waffen und wurde der „Vater des Gaskrieges“. Er war mit Albert Einstein befreundet, erlebte den Selbstmord seiner Ehefrau, war von glühendem, deutsch-nationalen Patriotismus erfüllt und wurde trotzdem aufgrund seiner Abstammung aus Deutschland vertrieben, obwohl er vom jüdischen zum christlichen Glauben übergetreten war und 1919 den Nobelpreis für die Ammoniaksynthese bekommen hatte – einer Chemikalie, die die Massenproduktion von Düngemitteln ermöglichte und bis heute die Ernährung eines großen Teiles der Weltbevölkerung sichert.

Haber war der Sohn eines jüdischen Ehepaares in Breslau. Sein Vater handelte mit Stoffen, Lacken, Farben und Arzneimitteln, seine Mutter starb kurz nach seiner Geburt. Der Vater, ein „gänzlich phantasieloser Geschäftsmann“, stand im Gegensatz zu seinem Sohn, der von „sprudelndem unbekümmerten Temperament“ war. Der Sohn wurde Chemiker und trug bei zu neuen Erkenntnissen in der Organischen Chemie, der Elektrochemie und der Technischen Chemie. In der Thermochemie entwickelte er mit *Max Born* den „*Born-Haber-Kreisprozess*“ zur Berechnung der Gitterenergie in Salzkristallen. Ab 1904 untersuchte er, wie sich Stickstoffgas N_2 und Wasserstoffgas H_2 mit Hilfe von Katalysatoren, Druck und Wärme in Ammoniakgas NH_3 umsetzen ließen. Seit *von Liebig* wusste man, wie wichtig die Aufnahme von Stickstoff für das Pflanzenwachstum ist. Man nutzte Mist, Kompost und teures Chilesalpeter oder Guano als Düngemittel, doch der schnelle Anstieg der Weltbevölkerung im 19. Jahrhundert hatte den Bedarf an Stickstoffdüngern explodieren lassen. Der britische Chemiker *Crookes* hatte 1898 vorausgesagt, dass die westliche Welt deshalb auf eine große Hungersnot zusteure, wenn es nicht gelänge, den Stickstoff aus der Luft chemisch zu binden. Diesen Prozess technisch umzusetzen bezeichnete er als eine der großen Herausforderungen für die Chemiker seiner Zeit. *Haber* nahm die Herausforderung an – der Versuch, Luftstickstoffs in einer von Pflanzen aufnahmefähigen Chemikalie zu binden, war unter dem Titel „Brot aus Luft“ zum Schwerpunkte der chemischen Forschung geworden.

Das Problem war, dass die Reaktion des Stickstoff-Wasserstoff-Gasgemisches zu Ammoniak eine Gleichgewichtsreaktion ist. Bei einer Temperatur von 1000 °C und unter Normaldruck war eine Ausbeute von höchstens 0,01 % Ammoniakgas zu erwarten. Für die Reaktion $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$ war die Gleichgewichtskonstante K_{eq} nach dem Massenwirkungsgesetz:

$$K_{eq} = \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p(\text{N}_2) \cdot p^3(\text{H}_2)}$$

Nur bei unter 300 °C und einem geeigneten Katalysator war eine bessere Ausbeute zu erwarten, dann aber nur unter sehr, sehr hohem Gasdruck p . Das gab technische Probleme. Erst 1909 sah *Haber* einen Ausweg. *Carl Bosch* entwickelte mit *Alwin Mittasch* aus *Habers* Laborverfahren dann bei der BASF eine Methode zur großtechnischen Produktion, die 1910 als *Haber-Bosch-Verfahren* zum Patent angemeldet wurde. 1913 ging die erste Ammoniak-Produktionsanlage in Betrieb (BASF Ludwigshafen-*Oppau*). Das Verfahren ermöglichte die großtechnische Herstellung von Ammoniak, den Grundstoff zur Produktion von Salpetersäure, Salpeter, Düngemitteln und Sprengstoffen.

Auch heute noch wird der Großteil des jährlich benötigten Ammoniaks wird mit dem *Haber-Bosch-Verfahren* erzeugt. 2013 waren es 140 Millionen Tonnen, insbesondere in China, Indien und Russland. Der hohe Energiebedarfs bei der Herstellung des für das *Haber-Bosch-Verfahren* nötigen Rohstoffes Wasserstoffgas erfordert rund 1,4 % Welt-Energiebedarfs, und etwa 40 % des im menschlichen Körper der Bevölkerung der Industrienationen enthaltenen Stickstoffs hat schon einmal an der *Haber-Bosch-Synthese* teilgenommen.

Ammoniak wird zu Harnstoff, Ammoniumnitrat, -sulfat und -phosphat umgesetzt oder – wiederum katalytisch – zu Salpetersäure verbrannt (*Ostwald-Verfahren*). Neben *Haber* und *Bosch* haben auch *Nernst* und *Mittasch* an der Realisierung dieses Verfahrens mitgewirkt (Untersuchung der zugrunde liegenden chemischen Reaktion und systematische Suche nach geeigneten Katalysatoren sowie Lösung der verfahrenstechnischen Probleme für das Hochdruckverfahren).

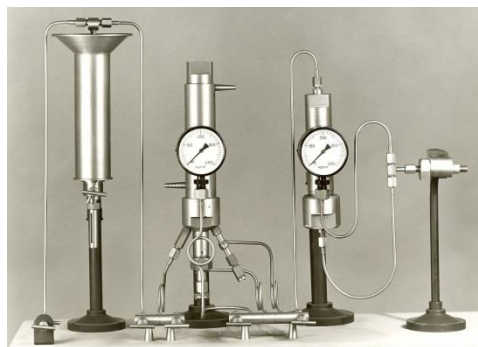
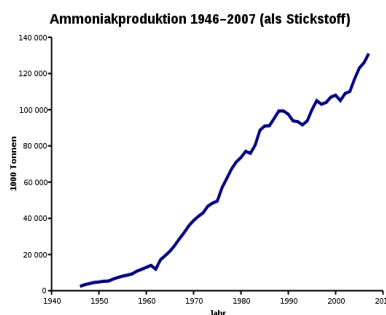


Abb. 98: Versuchsanordnung zur Herstellung von Ammoniakgas NH_3 aus den Elementen



Gleichgewichtskonstante:

$$K_{eq} = \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p(\text{N}_2) \cdot p^3(\text{H}_2)}$$

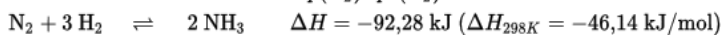


Abb. 99: Links der erste Reaktor im Ammoniak-Werk *Oppau* 1913, rechts die Entwicklung der Ammoniakproduktion von 1946 bis 2007

Begeistert meldete sich *Haber* 1914 bei Kriegsausbruch freiwillig und forschte an der Herstellung von Explosivstoffen sowie der Entwicklung neuer Produktionsverfahren zur Synthese von Ersatzstoffen kriegswichtiger Rohstoffe. So wurde es möglich, die Giftgase Chlor und Phosgen als Waffen einzusetzen. *Haber* empfahl der Obersten Heeresleitung, Chlorgas aus Stahlflaschen auf den Feind abzublasen, um den Krieg zu verkürzen und so Menschenleben zu retten. Er bestimmte beim deutschen Gasangriff bei Ypern 1915 persönlich, wo die Gasflaschen vergraben werden sollten. Insgesamt wurden 150 Tonnen Chlorgas eingesetzt. *Haber* wurde zum Hauptmann befördert. Anschließend entwickelte er die Begasungen von Getreidesilos, Militäranlagen und Grenzübergängen mit Blausäure (als Verfahren zur Schädlingsbekämpfung, die bald zu einem eigenen Industriezweig wurde). Seine Mitarbeiter entwickelten ein Präparat aus Chlor- und Cyanverbindungen, das 1920 unter der Bezeichnung „Zyklon“ patentiert wurde.

1919 erhielt er den Nobelpreis für Chemie. Die Presse in Frankreich und Belgien protestierten – diese Ehrung des „Erfinders des Gaskrieges“ wurde hier als skandalös empfunden. In Schweden entgegnete man, *Habers* preisgekrönte Entdeckung der Ammoniaksynthese habe bewirkt, dass Deutschland den Krieg so lange führen können.

Deutschland verlor den Krieg und hatte hohe Reparationsleistungen zu erbringen – über 200 Milliarden Goldmark. *Haber* eröffnete seinen Mitarbeitern 1920, dass er versuchen wolle, hierzu Gold aus Meerwasser zu gewinnen. *Arrhenius* hatte abgeschätzt, die Goldkonzentrationen im Meerwasser liege bei drei bis zehn Milligramm pro Kubikmeter Meerwasser. *Haber* berechnete hieraus, dass im Meerwasser aller Ozeane also bis zu acht Milliarden Tonnen Gold enthalten sein müssten. Die Degussa und die Frankfurter Metallbank finanzierten daraufhin sein Vorhaben.

Man untersuchte etwa 5.000 Meerwasser-Proben, doch die gefundenen Konzentrationen lagen immer um das 100 bis 1000fache unter den erwarteten Werten. Damit war eine wirtschaftliche Gewinnung von Gold ausgeschlossen – *Haber* brach den Versuch ab. Die Suche „nach der zweifelhaften Stecknadel im Heuhaufen“ war gescheitert, obwohl er bis 1926 die Nachweismethoden extrem verbessern konnte: Sie sank auf 1 ng Gold pro Kilogramm Meerwasser (ein Nanogramm, ist ein milliardstel Gramm oder ein millionstel Milligramm: $1 \text{ ng} = 10^{-9} \text{ g} = 10^{-3} \text{ g}/10^6$).

Als 1933 der „Arierparagraf“ der Nationalsozialisten in Kraft trat, wurden viele jüdischen Mitarbeiter entlassen. *Haber* begab nach England, um von dort aus nach Israel auszuwandern, wohin *Chaim Weizmann* ihn eingeladen hatte. Doch auf der Reise dorthin starb er an Herzversagen, in einem Hotel in Basel.

Andere, ebenfalls vor dem 2. Weltkrieg tätige Naturwissenschaftler waren z. B. *Baekeland* (erster Kunststoff, 1907) und *von Laue* (erste Röntgenkristallografie, 1912). Als schließlich alle natürlich vorkommenden Elemente entdeckt waren, rückten organisch-chemische Synthesen in den Vordergrund des Interesses. Immer kompliziertere Arzneimittelmoleküle wie Aspirin, Halotan zur Narkose, Penicillin oder auch Antidepressiva wurden synthetisiert. Die synthetisierten und auch analysierten Moleküle dabei immer größer und komplexer. Am Anfang der Chemie der künstlich hergestellten Riesenmoleküle stand die Entdeckung der Polymere.



Abb. 100: *Haber* auf einer Briefmarke von 1975, Deutsche Bundespost Berlin (Freimarken-Serie: Männer aus der Geschichte Berlins)

7.3.2 Staudinger und Watson – Riesenmoleküle (1927/53)

Die Chemie der Riesenmoleküle kam mit *Hermann Staudinger* (1881-1965) auf. Er hatte bei der Umsetzung zweier Chemikalien („2-Chlor-2,2-diphenylacetylchlorid“ mit Zinkpulver) den Vertreter einer völlig neuen Stoffgruppe entdeckt, das „Diphenylketen“. Diese Ketene weisen hochreaktive C=C=O-Atomgruppen auf, also C-Atome mit zwei Doppelbindungen. Sie lagern sich leicht an weitere Moleküle mit Doppelbindungen (C=C-, C=N-, N=O-, N=N-) an, so dass die Herstellung von Molekülen mit Ringen aus vier Atomen möglich wurde („Vierringsynthesen“, z. B. von β -Lactam). Durch die Anlagerung (Addition) von Sauerstoff an Diphenylethen und Ketene bildeten sich riesige Moleküle von Peroxiden und Ketenoxiden. *Staudinger* konnte schließlich beweisen, dass sich solche „makromolekularen“ Stoffe aus mehreren tausend Molekülsegmenten zusammensetzen, ohne Aggregate oder Kolloide zu sein: In den Makromolekülen sind Tausende von Einzelmoleküle über Bindungen verknüpft (*Staudinger* konnte dies nachweisen mit der Synthese des „Polymethoxymethylens“ im Jahre 1927 und der Bestimmung der Molekülmassen mehrerer Makromoleküle. Schon 1920 hatte er vermutet, dass es riesig große Moleküle aus über 100000 Atomen gibt, kettenförmig und aus gleichen Einheiten aufgebaut. Ab 1922 bezeichnete er sie als Makromoleküle). *Staudingers* Beiträge zur Aufklärung der Struktur der Makromoleküle („Polymere“) Stärke und Cellulose, Kautschuk und Polystyrol brachten ihm 1952 das Bundesverdienstkreuz ein, und 1953 den Chemienobelpreis. Inzwischen hatten sich einerseits die Kunststoff-Industrie etabliert und andererseits die Analytische Chemie zur Aufklärung polymerer Molekülstrukturen.

So wurden bereits Ende der 1930er Jahre Nylon und Perlon hergestellt, Polyethylen und Styropor, und ab 1945 gab es erste durch Carbonfasern verstärkte Kunstharze für Angelruten, Tennisschläger und Flugzeugteile. Polymere wurden in Plasten, Fasern und Filmen eingebaut. Die industrielle Eisenzeit ging zu Ende. Kunststoffe waren nun stärker gefragt als Stahl.

Auch in der Biochemie ging es voran: 1929 gelang es *Adolf Butenandt*, einige Milliliter Östrogen zu gewinnen, aus vielen Hundert Litern Schwangeren-Urin. In den 1950'er Jahren konnten die Strukturen erster, großer Biomoleküle aufgeklärt werden. 1962/63 gelang es schließlich, ein erstes, großes Biomolekül, das Insulinmolekül, künstlich herzustellen (*Helmut Zahn*). *Frederick Sanger* hatte Vorarbeit an der Struktur der Proteine geleistet (Nobelpreis 1958). *Dorothy Hodgkin* führte mit Hilfe der Röntgenstrukturanalyse weitere Bestimmungen des biochemischen Aufbaus von Insulin durch, und auch von Vitamin B₁₂ (Nobelpreis 1964). Aber die genaue Aufklärung der dreidimensionalen Proteinstruktur gelang beim Insulin erst 1971 (*Blundell* u. a.). So wurde es 1982 möglich, erstmals auch größere Mengen an Humaninsulin herzustellen, wozu gentechnisch veränderter Bakterien eingesetzt wurden.

Einer der bedeutendsten Meilensteine in der Strukturaufklärung biochemischer Riesenmoleküle war jedoch die Aufklärung der DNS-Struktur. *Francis Harry Compton Crick* (1916-2004) untersuchte Anfang der 1950er Jahre den Blutfarbstoff Hämoglobin mit Hilfe der Röntgenkristallographie. Als er 1951 den amerikanische Biochemiker *James Watson* traf, forschten beide an der Struktur der Desoxyribonukleinsäure DNS weiter. Dieses Bio-Polymer speichert die Erbinformationen fast aller Lebewesen in deren Zellkernen. Im größten menschlichen Chromosom hat besteht das DNS-Molekül zum Beispiel aus 247 Millionen Basenpaaren, zum Beispiel mit der Base Adenin $C_5H_5N_5$, deren Einzelmoleküle aus je 15 Atomen bestehen. Die Basenpaare sind jeweils mit einem Molekül Zucker verknüpft (Desoxyribose $C_5H_{10}O_4$, 14 Atome) sowie mit einem Molekül Phosphorsäure H_3PO_4 (8 Atome). Bei rund 37 Atomen pro Baustein und 247 Millionen Basenpaaren sind das rund 9,14 Milliarden Atome pro Molekül. Am 28.2.1953 erstellten die beiden Forscher ein Strukturmodell, nach dem die DNS die Form einer Doppelhelix aufweist. Das Biopolymer ist demnach aus rund 18,3 Milliarden Atomen zusammengesetzt. Es hat einen Durchmesser von etwa zwei Nanometern. Und da sich die Helix mit und jedem Zuckermolekül um 0,34 nm weiterwindet, kommt man bei 247 Millionen Einzelbausteinen und einem voll ausgestreckten DNS-Molekül somit auf eine Molekül-Länge von mehreren Millimetern.



Abb. 101: Die Struktur des DNS-Moleküls – eine Doppelhelix

Das Modell von *Watson* und *Crick* jedoch beruhte auf Röntgenbeugungsdaten von *Rosalind Franklin* und *Maurice Wilkins*. *Wilkins* hatte ihnen diese Forschungsdaten aber ohne *Franklins* Zustimmung überlassen – *Franklin* wusste nicht einmal davon. Ins Besondere *Franklins* „Beugungsaufnahme Nr.51“, ein *Laue*-Diagramm, war für *Watson* der optische Beweis der vermuteten Wendeltreppen- oder Helixstruktur. Er schrieb: „In dem Augenblick, als ich das Bild sah, klappte mir der Unterkiefer herunter, und mein Puls flatterte. Das Schema war unvergleichlich viel einfacher als alle, die man bis dahin erhalten hatte ... [Maurice Wilkins gab jedoch zu bedenken,] das eigentliche Problem sei noch immer das Fehlen einer Strukturhypothese, die gestatte, die Basen auf regelmäßige Weise auf der Innenseite der Spirale anzuordnen. Das setzte natürlich voraus, dass Rosy [Rosalind Franklin] recht hatte, wenn sie die Basen im Zentrum und das Skelett außen haben wollte! Obwohl Maurice mir versicherte, er sei jetzt völlig von der Richtigkeit ihrer Behauptungen überzeugt, blieb ich skeptisch, denn Francis [Crick] und ich konnten ihren Beweis noch immer nicht recht verstehen.“

Ogleich *Franklins* langjähriger Mitarbeiter *Aaron Klug*, ein späterer Nobelpreisträger, aufzeigen konnte, dass *Franklin* somit am 23. Februar den Beweis erbracht hatte, dass sowohl die A- wie auch die B-Form der DNA zweikettige Helices waren, ging der Nobelpreis für diese Entdeckung 1962 an *Watson*, *Crick* und *Wilkins*. „Rosy“ (*Rosalind Elsie Franklin*, 1920-1958) wurde sogar als „dark lady der DNS“ bezeichnet (*Watson* beschrieb „Rosy“ einmal als „eigenbrötlerische Karrierefrau“, auch wenn er andernorts respektvoll und anerkennend von ihr redete. Dabei hatte ihr lediglich die Erkenntnis gefehlt, dass die DNS-Basenpaare den genetischen Code trugen, was *Watson* und *Crick* auch am 28. Februar 1953 zugaben).

Paul Strathern beschrieb *Franklin* 1997: „... hochintelligent und sehr attraktiv, auch wenn sie auf Make-up verzichtete und sich ohne jeden Schick kleidete. Doch Großbritannien verharrete während der fünfziger Jahre, was die Beziehungen zwischen den Geschlechtern

anlangte, noch in der Steinzeit. Wilkins hatte einfach keine Ahnung, was er in seinem Labor mit einer Frau anfangen sollte.“

Sie wurde zu einem viel genannten Beispiel für die Diskriminierung von Frauen in der Wissenschaft. Sie starb 1958, im Alter von nur 37 Jahren.

Crick zog 1955 den Schluss, dass eine bis dato unbekannte Struktur die Aminosäuren zu ihrem Zielort bringt und dort richtig verknüpft (Adapterhypothese). 1958 formulierte er das so genannte „Dogma der Molekularbiologie“. Demnach sollte es einen ständigen Informationsfluss zwischen den Biopolymeren DNS, RNS und Proteinen geben, der eine Übertragung von Informationen ermöglicht, die in der „Sequenz“ (Reihenfolge) der Monomere (Einzelbausteine in Polymeren) gespeichert ist. *Crick* schrieb wörtlich: „Wenn (sequenzielle) Information einmal in ein Protein übersetzt wurde, kann sie dort nicht wieder herausgelangen“. Allgemein gibt es folgende Arten von Informationsübertragungen zwischen den Biomolekülen: Von der DNS zur DNS („Replikation“, Verdoppelung), von der DNS zur RNS (einer „Vorform“ der DNS; „Transkription“) und von der RNS zu Proteinen („Translation“, Übersetzung).

Watsons Buch „Die Doppelhelix“ wurde ein Bestseller. Er wurde Mitbegründer des *Human Genome Projects*. Das *Time Magazine* wählte ihn zu den 100 einflussreichsten Persönlichkeiten des 20. Jahrhunderts. In Sachen Kunststoffe wäre noch zu ergänzen: Auch *Staudinger* hätte wohl hierzugehört – schließlich führte seine Entdeckung von Makromolekülen zur Entstehung der Kunststoffindustrie. „Plastik“ ist jedoch, wie man heute weiß, auch ein weltweites Problem: Eine Anfang 2015 in der Zeitschrift *Science* veröffentlichte Studie zeigte auf, dass im Jahr 2010 etwa 8 Millionen Tonnen Plastikmüll in die

Ozeane gelangte. Plastikteile und deren Zersetzungsprodukte (Mikroplastik) sammeln sich in bestimmten Strömungswirbeln an, so z. B. im Nordpazifikwirbel (*Great Pacific Garbage Patch*, Großer Pazifikmüllfleck, 1997 erstmals beschrieben). Ein anderes Fachjournal berichtete 2012, man habe weltweit an fast allen Stränden überall Mikroplastikteilchen nachgewiesen, auch Mikrofasern aus Fleece, und im Abwasser von Waschmaschinen würden bis zu 1900 kleinste Kunststoffteilchen pro Waschgang erzeugt. Im Fachmagazin *PLOS ONE* berichtete eine Forschergruppe Ende 2014, dass sie nach Auswertung von Zahlen aus 24 Untersuchungen mit über 1500 einzelnen Datensammlungen auf mehr als 269.000 Tonnen bzw. mehr als 5,25 Billionen Plastikmüll-Teilchen gekommen seien, die sich derzeit insgesamt in den Weltmeeren befinden. Fotografien vom arktischen Tiefseeboden zwischen Grönland und Spitzbergen zeigten hochgerechnet „83 Müllteile pro Fußballfeld“. Seehunde, die in Getränkekästen stecken bleiben, Fische und Delfine in aufgegebenen Fischernetzen – das Umweltbundesamt berichtete: „Von 136 maritimen Arten ist bekannt, dass sie sich regelmäßig in Müllteilen verstricken und strangulieren“ (Zitiert nach: Daniela Weingärtner, dpa: Brüssel sagt dem Plastikmüll den Kampf an, Badische Zeitung, 5. November 2013, abgerufen am 12. Dezember 2013).

1990 begann man daher, an kompostierbaren, d. h. biologisch abbaubaren Kunststoffen zu forschen. Dazu müssen die Polymere Angriffsstellen für Enzyme bilden, welche die Mikroorganismen für ihren Stoffwechsel einsetzen, um die Polymere in wasserlösliche Bruchstücke zerlegen und verdauen zu können (2013 wurden fast 300 Millionen Tonnen Kunststoff verbraucht). Ein weiteres Problem ist, dass die biologisch eigentlich inaktiven

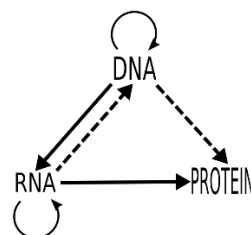


Abb. 102: Informationsübertragungen zwischen Biopolymeren nach dem Zentralen Dogma der Molekularbiologie (Für die gestrichelt dargestellten Wege gab es 1958 noch keine experimentellen Belege).

Kunststoffe industriell eingesetzte Zusatzstoffe wieder „ausschwitzen“. Das Weich-PVC gibt besonders große Mengen an Weichmachern ab – es wurde daher in der EU für Verpackung für Lebensmittel nicht mehr zugelassen. Auch die Herstellung und der Vertrieb von Kinderspielzeug für bis zu Dreijährige wurde verboten, wenn das Material Phthalat-Weichmacher aufweist (In Fernost produzierten Spielzeuge aus Weich-PVC sind allerdings weiter auf dem Markt).



Abb. 103: Links das Netzwerk des „aufgeklappten“ C₆₀-Moleküls. Das Molekül besteht aus 12 Fünfecken und 20 Sechsecken, die ein abgestumpftes Ikosaeder ergeben. Es wird daher auch als Fußballmolekül (*footballen*) bezeichnet. Rechts: Die Geodätische Kuppel von R. Buckminster Fuller (Detroit 1978, im Jahr 2000 in Weil am Rhein aufgestellt), nach dem das Molekül benannt wurde.

Zur Jahrtausendwende tauchten völlig neuartige Hybridmaterialien auf, z. T. biotechnologisch: synthetische Muskeln, lichtemittierende Polymere und neue Werkstoffe für stromlose Arbeitsspeicher, möglich geworden durch eine Art *spin*-Elektronik. 1997 entwickelte Klaus Müllen sogar erste „molekulare Drähte“, leitfähige Polymere mit konjugierten Doppelbindungen: C=C-C=C-C=C-C-.

Ihre Entwicklung ging auf Eiji Osawa zurück. Der Japaner hatte 1970 die Existenz fußballförmiger Kohlenstoff-Moleküle der Formel C₆₀ vorausgesagt. Da seine Publikation jedoch nur in japanischer Sprache vorlag, fand sie kaum Beachtung. 15 Jahre später veröffentlichten Curl, Kroto und Smalley einen Artikel, der sich ebenfalls mit C₆₀-Molekülen befasste. Ihr Beitrag in der Zeitschrift *Nature* vom 14.11.1985 erlangte weltweit Aufmerksamkeit. Er brachte ihnen 1996 den Chemienobelpreis ein – Osawa ging leer aus.

Inzwischen kennt man neun solcher „fußballförmiger Moleküle“: C₆₀, C₇₀, C₇₆, C₈₀, C₈₂, C₈₄, C₈₆, C₉₀ und C₉₄. Sie wurden 2002 offiziell „Fullerene“ genannt. Die für die Benennung neu entdeckter Verbindungen zuständige IUPAC hatte sich lange geweigert, diesen „Trivialnamen“ anzuerkennen. Sie beharrte auf der systematischen, fachlich korrekten Bezeichnung:

„Hentriacontacyclo[29.29.0.0^{2,14}.0^{3,12}.0^{4,59}.0^{5,10}.0^{6,58}.0^{7,55}.0^{8,53}.0^{9,21}.0^{11,20}.0^{13,18}.0^{15,30}.0^{16,28}.0^{17,25}.0^{19,24}.0^{22,52}.0^{23,50}.0^{26,49}.0^{27,47}.0^{29,45}.0^{32,44}.0^{33,60}.0^{34,57}.0^{35,43}.0^{36,56}.0^{37,41}.0^{38,54}“

Nach der Fulleren-Struktur entdeckte man ein ähnliches, aber eben strukturiertes Molekül: Graphen. Hierin ist jedes Kohlenstoffatom im Winkel von 120° von drei weiteren umgeben, so dass ein Bienenwaben-Muster entsteht. Jede „Wabe“ hat dabei zwei C=C-Doppelbindungen (sp²-hybridisierter Kohlenstoff). Diese Elektronenpaare sind beweglich – das Graphen ist daher elektrisch leitfähig! Der russische Forscher Konstantin Sergejewitsch



Abb. 104: Einer der ersten, von Geim und Novoselov hergestellten Graphentransistoren, ausgestellt im Nobelmuseum. Das Graphen wurde vom HOPG mit einem Klebeband abgezogen.

Nowosjolow (russ.: Константин Сергеевич Новосёлов, *Konstantin Sergeevič Novosëlov*; *1974, Nobelpreis 2010) gewann die ersten Graphen-Flocken, indem er *Highly Oriented Pyrolytic Graphite* HOPG (dt.: hochgeordneten pyrolytischen Graphit) nahm, ein Klebeband auf die Oberfläche drückte und so schnell abzog, dass etwas auf dem Klebeband zurückblieb – ähnlich wie bei einem Klebebandtest, bei einer Damenbart-Entfernung oder bei der Enthaarung von Damenbeinen. Als er das Klebeband dann auf einen mit Fotolack beschichteten Silicium-Wafer drückte und nochmals abzog und die Fotolackschicht mit Propanon und Propanol ablöste, fand er auf der Waferoberfläche optisch fast transparente, extrem dünne Schichten (dünner als 50 nm), die unter dem Rastertunnel- und Rasterkraftmikroskop Graphenstruktur aufwiesen – nur eine Atomlage dicke, elektrisch leitfähige Folien. Sie leiteten den elektrischen Strom besser als die meisten anderen Materialien. Sogleich wurden Graphen-Transistoren konstruiert, in Materialwissenschaft und Elektronik ungeahnte Möglichkeiten eröffneten sich.

Ähnlich vielversprechend begann die Entwicklung der organischen Leuchtdiode (*organic light emitting diode*, OLED), der organischen Solarzelle und anderer organischer Halbleiter in der Organischen Elektronik („Plastikelektronik“). OLEDs unterscheiden sich von anorganischen Leuchtdioden (LEDs) dadurch, dass keine einkristallinen Materialien erforderlich sind und die Leuchtdichte geringer ausfällt. Sie eignen sich hervorragend für Smartphone-, Tablet- und andere Bildschirme, auch zur großflächigen Raumbelichtung, für Chipkarten, Sensoren, biegsame Displays und als elektronisches Papier. Das erste Gerät mit einem leuchtenden Polymer wurde 1996 von *Cambridge Display Technology* (CDT) vorgestellt. Zehn Jahre danach wurde ein neues, blaues OLED mit einer Quantenausbeute von 11 % bei 800 cd/m² entwickelt (November 2006; bedeutende Hersteller von Leuchtmitteln mit OLED-Technik sind z. B. Osram, OLEDworks und Konica-Minolta neben LG, Samsung SDI und AU Optronics: Die Kunststoffelektronik boomt).

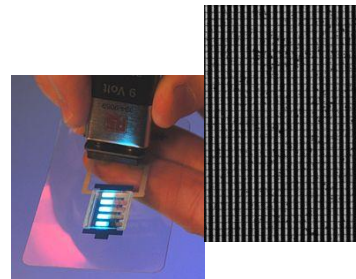


Abb. 105: Links: Eine gedruckte OLED-Zeile wird mit einer Batterie zum Leuchten angeregt, rechts: Nahaufnahme eines gealterten OLED-Bildschirms

7.3.3 Urey und Miller – Ursuppen-Analytik (1953)

Zwei bedeutende Chemiker, die mit Hilfe analytischer Methoden wichtige Erkenntnisse über Biomoleküle und die Umwelt erlangten, waren *Urey* und *Miller*.

Harold Clayton Urey (1893-1981) hatte schon vor dem Zweiten Weltkrieg von sich reden gemacht, als er den Schweren Wasserstoff entdeckte (1931; Nobelpreis 1934). Im Weltkrieg hatte er zur Entwicklung der Atombombe beigetragen. Sein Gasdiffusionsverfahren zur Trennung von ²³⁵U und ²³⁸U half, das radioaktivere Uran-235 anzureichern, so dass das Metall waffentechnisch einsatzfähig wurde (Uranhexafluoridgas UF₆ diffundiert dabei durch Membranen. In einer Kaskade von 1000 Trennstufen werden so die zur Kernspaltungs-Kettenreaktion fähigen ²³⁵U-Nuklide gesammelt).

Nach dem Weltkrieg interessierte er sich für das Frühstadium der Planeten und der Uratmosphäre sowie die Entstehung des Lebens. Zusammen mit *Stanley Lloyd Miller* (1930-2007) ersann er 1953 ein Experiment zur Nachahmung der urzeitlichen Verhältnisse, unter der die ersten biochemisch bedeutsamen Moleküle entstanden sein mussten („Chemische Evolution“). Für den später als *Miller-Urey-Experiment* bezeichneten Ver-

such mischten sie die Substanzen aus der vermuteten frühen, sauerstofffreien Erdatmosphäre – Wasser H_2O , Methan CH_4 , Ammoniak NH_3 und Kohlenmonoxid CO . Die Energiezufuhr durch Gewitterblitze wurde durch elektrische Entladungen nachgeahmt, der Stoffkreislauf durch Erwärmen, Kühlen und Weiterpumpen. Das nach einiger Zeit entstandene Stoffgemisch wurde mittels Chromatographie untersucht.

Die Analyse der Produkte zeigte ein sensationelles Ergebnis: Insgesamt 18 % der Methanmoleküle wurden in organische, d. h. Biomoleküle umgewandelt, aus dem Rest war eine teerartige Masse entstanden. Eine wahre „Ursuppe“, wie man später sagte – ein Anhaltspunkt zur Klärung der Ursprünge des Lebens? 59 Mol Methan (CH_4) hatten 2330 μmol Ameisensäure HCOOH gebildet sowie 630 μmol der Aminosäure Glycin $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$, 340



Abb. 106: Stanley Miller und Harold C. Urey

μmol der Aminosäure Alanin $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{COOH}$, Milchsäure, β -Alanin $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$ und mehrere Dutzend weiterer organische Moleküle. Nähere Untersuchungen zeigten, dass zunächst Aldehyde $\text{R}-\text{CHO}$ und Blausäure HCN entstanden waren, die dann mit Wasser zu solchen Aminosäuren (Formel etwa: $\text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COOH}$) weiterreagiert hatten (*Strecker-Synthese*) – Präbiotische Chemie. Eiweiße (Proteine) bestehen aus Aminosäuren (1960 zeigte *Juan Oro*, dass Blausäure durch „Selbstkonstituierung“ zu Adenin reagieren kann, und ab 1980 von *Decker* und *Zubay* näher untersuchte Reaktionen lassen aus einfache Zucker wie Ribose entstehen (*Formose-Reaktion*), aus Adenin und Ribose u. a. Adenosin und in Gegenwart von Phosphaten sogar Adenosin-5'-phosphat, das in der DNS vorkommt).

Die Untersuchung der „Ursuppe“ erfolgte mit Hilfe der damals neusten analytischen Methoden. Die Instrumentelle Analytik in den 1950er Jahren verfügte über neue chromatographische und spektroskopische Verfahren, mit denen sich selbst kleinste Spuren unbekannter Proben auftrennen und nachweisen ließen.

Während man früher nasschemisch arbeitete, setzt man immer mehr hochkomplizierte, teure Geräte ein. Chromatographen sind Geräte, die flüssige oder gasförmige Stoffgemische nach der Lauf- oder Wanderungsgeschwindigkeit ihrer Komponenten auftrennen. 1944 wurde das Verfahren der Papierchromatographie erfunden und 1951 bis 1954 zur Dünnschichtchromatographie DC auf Folien weiterentwickelt (*Kirchner* und *Stahl*). Dieses analytische Verfahren wird oft mit einem Fluss verglichen, der Treibgut unterschiedlicher Zusammensetzung mit sich führt. Die Geschwindigkeit des Treibgutes hängt von der Art des Treibgutes ab, der Beschaffenheit des Flussbettes und der Strömungsgeschwindigkeit. Ähnlich werden bei einer Chromatographie unterschiedliche Substanzen (das „Treibgut“) in einer „mobilen Phase“ (dem Flusswasser) auf einer „stationären Phase“ (dem Flussbett) befördert. Über die Wechselwirkungen zwischen Probe, stationärer und mobiler Phase werden einzelne Substanzen unterschiedlich schnell weitertransportiert, voneinander getrennt und mit Hilfe von Vergleichssubstanzen wiedererkannt. Das Analyseverfahren einer solchen Verteilungschromatographie wurde 1942/43 von *Martin* und *Synge* entwickelt und

seither in viele Varianten aufgeteilt. Die stationären Phasen können Flüssigkeiten sein (*liquid chromatography* LC) oder mit Füllstoffen bepackte Säulen (Säulenchromatographie). Sie können gasdurchströmte Kapillaren (Gaschromatographie, GC, ab 1952) sein oder unter Hochdruck stehende, flüssigkeitsdurchströmte Kapillaren (HPLC), aber auch Gele (Gelpermeations-Chromatographie GPC, ab 1957), die manchmal sogar unter elektrischer Spannung stehen (Elektrophorese, EP, entdeckt 1937 von *Tiselius*). Chromatographische Verfahren eignen sich hervorragend zur Auftrennung und Analyse nicht nur von „Ursuppen“, sondern auch in der Pharmazie, Mikrobiologie, Lebensmittel- und Umweltchemie, zum Teil sogar in der anorganischen Chemie. Sie können sogar mit anderen Methoden gekoppelt werden. Ein GC-MS z. B. besteht aus einem Gaschromatographen, hinter dem ein Massenspektrometer MS steckt: Die durch den GC aufgetrennten Substanzen verraten sich im MS in Form eines Massespektrums ihrer Molekülbruchstücke und deren molaren Massen (Die MS wurde 1918 entdeckt).

Neben den chromatographischen Verfahren gab es bald auch neue Spektroskopieverfahren. 1950 wurde die Röntgenfluoreszenzanalyse (RFA) entwickelt (entdeckt 1929 von *Richard Glocker*). Bereits 1946 wiesen *Bloch* und *Purcell* erste Signale der magnetischen Kernresonanz nach. Hieraus ging das Patent für das erste Kernspinresonanz-Spektrometer hervor (1947 von *Bloch* und *Varian*), so dass die Kernspinresonanz-Spektroskopie NMR ab 1952 kommerziell einsetzbar wurde (Firma *Varian Associates* in Calar Alto), und *Kurt Wüthrich* u. a. schufen schließlich eine 2D- und Multi-Dimensions-NMR zu einer bedeutenden Analysetechnik der Biochemie aus (insbesondere für die Strukturanalyse von Proteinen und anderen Biopolymeren, wofür *Wüthrich* 2002 den Chemienobelpreis erhielt). 1958 gelang eine erste Röntgenstrukturanalyse von Proteinen (Hierzu setzte man die Röntgendiffraktometrie RXD ein, die ein von *Laue* und *Bragg* entdecktes Phänomen nutzte, nach dem Kristalle Röntgenstrahlen brechen können, wie Glasprismen das Licht).

7.3.4 Woodward – Chinin, Blattgrün und Vitamine aus dem Labor (um 1965)

Lange, sehr lange galten wichtige Naturstoffe wie Cortison und Östron, Cholesterin und Chinin, Cortison und Blattgrün (Chlorophyll) als künstlich nicht herstellbar. Ihre komplizierte Struktur schien eine Laborherstellung unmöglich zu machen. *Robert Burns Woodward* (1917-1979) jedoch nahm die Herausforderung an. Mit bereits 12 Jahren entwickelte er eine erste Herstellungsmethode für Chinin $C_{20}H_{24}N_2O_2$, einem Medikament gegen Malaria, Fieber und Schmerzen. Mit 20 promovierte er (1937). Als erster Chemiker setzte er dabei systematisch Methoden wie die UV- und IR-Spektroskopie ein, um zunächst die räumliche Struktur organischer Moleküle aufzuklären

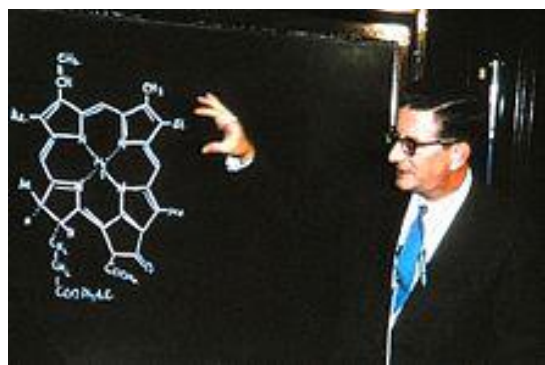


Abb. 107: Woodward 1965 in Cambridge (Massachusetts) mit der Formel von Chlorophyll

...

Hinweise

Das Manuskript wurde an dieser Stelle gekürzt. Die Printausgabe – die vollständige Version dieses Buches erschien mit der ISBN: 9783754913826 im epubli-Verlag* – enthält weitere **Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie**

* (Sie ist erhältlich über folgenden Link: <https://www.epubli.de/shop/buch/Chemiegeschichten-im-Unterricht-Michael-W%C3%A4chter-9783754913826/120101>)

(Teil 2 enthält mit freundlicher Genehmigung des Verlages Auszüge aus dem Sachbuch: M. Wächter: „Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften“; Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101; online auch als ebook für 7,99€ erhältlich: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782)

Hier folgen das Schlusskapitel des Manuskriptes sowie der Anhang aus der Printausgabe:

7.4 Ausblick: Forschung im 21. Jahrhundert

Die digitale Revolution hat Fortschritte auf fast allen Gebieten der Forschung ermöglicht – bei der Genom-Entschlüsselung, den Voraussagen der Klimaforschung, den neuen Modellen in Chemie, Physik und Wirtschaftswissenschaften, in Nanotechnologie und Sprachentwicklung. Einige Theorien der Zukunftsforschung besagen, es könne deshalb bald dazu kommen, dass sich der technische Fortschritt abrupt dadurch beschleunigen könne, dass Maschinen sich mittels künstlicher Intelligenz KI selbst verbessern (*Seed-AI*) – etwa wie bei Programmier-Compilern, die ihren eigenen Programmcode hinsichtlich Effizienz und Geschwindigkeit optimieren können. Eine solche „technologische Singularität“ könne bewirken, dass die Zukunft der Menschheit nach diesem Ereignis nicht mehr vorhersehbar ist. Künstliche Intelligenz, Gentechnik, technische Implantate wie Gehirn-Computer-Schnittstellen, *cyborgs* – viele unvorhersehbare Neuentwicklungen sind denkbar.

Auf der anderen Seite sind drohende Ressourcenverknappungen und Überbevölkerung absehbar. Folgeerscheinungen wie wirtschaftliche, soziale und politische Spannungen, Migrationsströme und Terrorismus drohen. Die mögliche und zum Teil schon eintretende Verknappung an Erdöl und Erdgas, Trinkwasser und mineralischen Rohstoffen wie z. B. Seltenen Erden, Coltanerzen und bestimmten Metallen beschäftigt die Forschung in den Naturwissenschaften schon jetzt, auch in der Chemie. Ein Recycling im Rahmen von Verbundwirtschaft wird immer bedeutsamer. Forschung vollzieht zudem in immer größer werdenden Institutionen und Zentren – deren Finanzierung (und mögliche Verknappungen der bereitgestellten finanziellen Mittel) wird natürlich von politischen und wirtschaftlichen Interessen bestimmt.

Berechnungen des Statistischen Bundesamtes zeigen, dass die gesamten Forschungsaufwendungen in Deutschland für das Jahr 2007 bei insgesamt rund 61,5 Milliarden Euro lagen. 70 Prozent davon wurden von der Industrie finanziert. Diese versorgt die Bevölkerung mit ihrem Bedarf an Verbrauchsgütern, wirtschaftspolitisch gesteuert von Angebot und Nachfrage, Kaufkraft, Profitchancen und vorhandenen Ressourcen. Kaufkraft, Angebot und Nachfrage wiederum gestalten sich unterschiedlich, je nachdem, ob die jeweilige Gesellschaft homogen aufgebaut oder von durch große soziale Ungleichheit in arme- und reiche Schichten zerfallen ist. Eine ungleiche Verteilung an Ressourcen, ins Besondere an finanziellen Ressourcen, gibt es nicht nur global, und nicht nur in Entwicklungsländern. Nach Angaben des Deutschen Instituts für Wirtschaftsforschung DIW hatten 1970 die

reichsten 10% der Bevölkerung in der BRD rund 40% des Vermögens, 2016 waren es 70%. Das eine, reichste Prozent verfügte über 1/3 des Gesamtvermögens, das reichste Promille über 17%. Weltweit sieht die Vermögensverteilung ähnlich aus (Das Privatvermögen von *Bill Gates*, dem möglicherweise ersten Billionär, entsprach 2013 etwa dem Bruttoinlandsprodukt des Staates Aserbaidschan): Nach Berechnungen von Oxfam verfügten 2014 die reichsten 85 Menschen der Welt zusammen über denselben Reichtum wie die gesamte ärmere Hälfte der Menschheit. Eine solche, weltweite Ungleich-Verteilung der Ressourcen wird Populismus und Protektionismus, Terrorismus und internationale Spannungen begünstigen (Schon innerhalb einer Nation kann es heftige Spannungen geben, z. B. dadurch, dass eine Grunderwerbssteuer für Privatleute auf 6,5% festgelegt wird, für Firmenkäufer hingegen auf 0%. Oder auch dadurch, dass – wie die PISA-Studien und die UNICEF-Bildungsstudie *Educational Disadvantage in Rich Nations* darlegten – die Kinderarmut in Deutschland schneller wächst als in den meisten anderen Industriestaaten. Deutschland rutscht bezüglich der sozialen Gerechtigkeit auf die hintersten Ränge).

Pläne zum Ausschöpfen letzter Reserven gibt es genug – vom Abbau der Manganknollen in der Tiefsee bis hin zum *asteroid mining* (Asteroiden-Bergbau). Die NASA plant schon, im Jahr 2023 die Raumsonde *Psyche* zu starten, die fünf, sechs Jahre später den gleichnamigen, rund 250 km großen Asteroiden Nr. 16 erreichen soll. Er besteht, wie Radarbeobachtungen und Infrarot-spektroskopische Messungen zeigen, fast nur aus Eisen und Nickel. Gamma- und Neutronenspektrometer, *Multispectral imager* und Magnetometer werden seine Zusammensetzung dann genauer analysieren. Die Träume gehen weiter: Asteroid (3554) Amun soll sogar hohe Anteile an Metallen der Eisen-Platin-Gruppe aufweisen, und ein solches, schon rund 1 km großes Objekt könnte den heutigen Bedarf an Industriemetallen für Jahrzehnte decken.

Leichter erreichbar erscheinen die irdischen Reserven der Tiefsee, ins Besondere die hier in den 1970er Jahren entdeckten Manganknollen. Eine erste Expedition zur Tiefseerforschung hatte es 1872 bis 1876 gegeben, die Korvette *HMS Challenger*. Die ersten Menschen erreichten die Tiefsee 1930. *Beebe* und *Barton* sahen in 435 m Tiefe erstmals Quallen und Garnelen. Ihr Tauchboot, die *Bathysphere*, war eine Stahlkugel mit Bullauge. 1960 erreichten *Piccard* und *Walsh* in der *Trieste* eine Rekordtiefe von 10740 m. Selbst hier gab es noch Fische und andere Lebewesen mit kuriösesten Erscheinungsformen. Riesensäulen und Leuchtorgane erschienen. 2012 wurde in einem neuen Rekord sogar der Grund des Marianengrabens erreicht, das *Challengertief*. Der Tauchroboter *Nereus* hatte 2009 von dort Bodenproben mitgebracht (Der Schlamm aus 10902 m Tiefe enthielt zum größten Teil urzeitliche, einzellige Lebewesen aus der Gruppe der Foraminiferen). Tiefen zwischen 4000 und 6000 m weisen Manganknollen auf, zentimeter- bis dezimeterdicke Metallklumpen aus Mangan (oft um 27%), Eisen (um 15%), Kupfer, Kobalt, Zink, Nickel und anderen Metallen. Diese sind im Laufe der Erdgeschichte herangewachsen, jeweils um etwa 5 mm pro einer Million Jahren. Das Konsortium OMI (*Ocean Management Inc.*) förderte Anfang 1978 erstmals mehrere hundert Tonnen Manganknollen aus dem Zentralpazifik aus über 5000 m Tiefe. Mineralogen und Chemiker untersuchten sie (Anfang der 1980er Jahre). Ihr metallurgischer Wert wurde diskutiert. Deutschland sicherte sich über die Bundesanstalt für Geowissenschaften und Rohstoffe BGR für eine Pacht von 250.000 Euro eine Forschungslizenz für zwei insgesamt 75.000 Quadratkilometer große Gebiete – Knollen mit „Wertmetallen“ und Spurenmetallen wie Mo, Li, Nd, Sb, Bi, Ge, In, Te, Se locken, als Rohstoffquelle für eine zukünftige Nutzung. Doch ihr Abbau könnte die fremdartigen, hochempfindlichen Ökosysteme der Tiefsee nachhaltig stören, vielleicht sogar zerstören – den-

noch gaben die Wissenschaftler die Empfehlung, Schutzgebiete und Abbaugelände mit gleicher Knollendichte und Artenzusammensetzung mosaikartig anzulegen. Nachweislich kamen die bisherigen Lebensgemeinschaften dort, wo Manganknollen abgebaut wurden, nicht mehr in der gleichen Artzusammensetzung vor. Das Bundesministerium für Bildung und Forschung brachte die Themen Tiefseeressourcen, Tiefseebergbau und seine ökologischen Folgen 2015 in die G7-Gespräche mit ein, um 2016 den *Mining Code* der internationalen Meeresbodenbehörde ISA mitzugestalten.

Ressourcen müssen nachhaltig genutzt werden, ohne ihre natürlichen Reservoirs zu zerstören. Prognosen für den Rest des 21. Jahrhunderts liegen bereits vor: Der 34. Bericht an den *Club of Rome* warnt davor, erste Erfolge beim Regenwälder-Schutz wieder zu gefährden. *Claude Martin*, der langjährige Generaldirektor des WWF International, stellt zum gegenwärtigen Stand der Regenwälder fest: "Das Zusammentreffen von Agrarindustrie, Klimawandel und Zerstückelung der Flächen durch Straßen ist ein tödlicher Giftcocktail." Die Entwaldung habe in Südostasien rapide zugenommen, die Palmöl-Plantagen wachsen, nicht nur in Indonesien. Viel Wald muss auch dem Anbau von Soja weichen. *Martin*: "Wir sind im Begriff, den Regenwald aufzuessen, und zwar auf sehr unnachhaltige Weise". Primärwälder von mehr als der Größe Indiens seien bereits allein durch Holzeinschlag verschwunden. Der Verlust tropischer Regenwälder verstärke den Klimawandel zusätzlich und nehme Tieren und Pflanzen den Lebensraum.

Sollte die anthropogenen Treibhausgas-Emissionen in der jetzigen Höhe weitergehen, so ergeben sich Rückkopplungseffekte, durch die die atmosphärische CO₂-Konzentration weiter steigt. Der Nordpol ist in 30 Jahren eisfrei. Um 2050 werden die Böden, so ein *Business-as-Usual-Szenario*, nicht mehr eine Senke, sondern eine Quelle von CO₂ sein. Ab dem Jahr 2100 werden sie dann mehr CO₂ abgeben, als die zunehmend sauren Meere aufnehmen können. Computersimulationen zeigen, dass aus diesem Effekt bis zum Ende des Jahrhunderts eine Globale Erwärmung um 5,5 K resultiert (anstelle von 4 K ohne diese Rückkopplung). Der norwegische Zukunftsforscher und Mitautor der Studien des *Club of Rome* von 1972, 1992 und 2004 verfasste 2012 das Buch „2052. Der neue Bericht an den Club of Rome. Eine globale Prognose für die nächsten 40 Jahre“. Es geht um Klimafragen, Szenariotechnik und Systemdynamik. 2016 folgte „Ein Prozent ist genug. Mit weniger Wachstum soziale Gerechtigkeit, Arbeitslosigkeit und Klimawandel bekämpfen. Bericht an den Club of Rome“. Die Veröffentlichungen deuten an, „dass die Menschheit nicht überleben wird, wenn sie ihren bisherigen Weg der Verschwendung und Kurzsichtigkeit fortsetzt“. Die Erderwärmung werde sich nach 2052 katastrophal selbst verstärken. "Die Menschheit hat die Ressourcen der Erde ausgereizt und wir werden in einigen Fällen schon vor 2052 einen örtlichen Kollaps erleben", sagte *Randers* bei der Vorstellung der Forschungsergebnisse. "Wir stoßen jedes Jahr zweimal so viel Treibhausgas aus, wie Wälder und Meere absorbieren können." (Zitiert aus: Süddeutsche Zeitung 8. Mai 2012, Quelle: <http://www.sueddeutsche.de/wissen/bericht-an-den-club-of-rome-wir-werden-einen-kollaps-erleben-1.1351454>).

Ressourcenverknappung, Überbevölkerung und Globale Erwärmung werden zunehmend Gegenstand der Forschung des 21. Jahrhunderts – aber auch Ursache politischer Spannungen und Konflikte. Das österreichische *Club-of-Rome*-Mitglied *Karl Wagners* sagt für die 2020er Jahre sogar eine ökologische Revolution gegen die Kultur des Konsums voraus. Zugegeben: Die ersten Prognosen des *Club of Rome* hatten sich nicht so dramatisch

bewahrheitet, wie 1972 vorausgesagt. Erdöl und Erdgas blieben verfügbar, man hatte neue Reserven und Gewinnungstechniken entdeckt (Schiefergas, *fracking* usw.). Die Organisation war daher in Kritik geraten. Auch die Vorhersage einer Revolution gegen den Konsum wird teilweise als zu gewagt abgelehnt. Trotzdem stellt *Ian Johnson*, der Generalsekretär des *Club of Rome*, fest, *Business as usual* sei „keine Option, wenn wir wollen, dass unsere Enkelkinder auf einem zukunftsfähigen und gerechten Planeten leben“. Vielmehr sei schnelles Handeln nötig.

Umweltwissenschaftler *Ernst Ulrich von Weizsäcker* geht davon aus, dass der aktuelle Bericht auch „nicht so aufrütteln“ werde wie der von 1972. Das Weltgeschehen werde im Moment weniger von den Prognosen europäischer Forscher bestimmt als vielmehr von Brasilianern, Chinesen und US-Amerikanern. Brasilianer, Kuwaiter oder Angolaner würden ihre Natur oder ihre Bodenschätze in der Hoffnung auf Reichtum verkaufen. Aber er sieht eine Chance: „Wir müssen Klimaschutz und Artenschutz richtig profitabel machen und aufhören mit dem Geseiere, wir sollten den Gürtel enger schnallen, um das Klima zu schützen. Bei der Energie sollten wir vormachen, dass wir damit Wohlstand erzeugen. Alle Leute gucken gebannt nach Deutschland, wie wir das mit dem Atomausstieg wohlstandskonform hinkriegen. Wenn wir den Klima- und Umweltschutz profitabel machen, dann wird das überall kopiert.“ Denn so groß die Erde auch scheine – ihre Ressourcen für die Menschen seien erschöpflich.

Schon zum Jahreswechsel 2015/16 war ihre Zahl derweil auf rund 7,39 Milliarden Menschen angestiegen. Der Bevölkerungsfonds der Vereinten Nationen ermittelte, dass die Sieben-Milliarden-Menschen-Marke am 31.10.2011 überschritten worden war. Zur ersten Milliarde Menschen, die um 1800 erreicht worden war, waren jeweils eine Milliarde Menschen in den Jahren 1930, 1960, 1975, 1987, 1999 und 2011 hinzugekommen. Bei einem Wachstum von derzeit 78 Millionen Menschen jährlich (berechnet für den Zeitraum 2015 bis 2020) prognostiziert die UN für 2022 acht, für 2031 neun und für etwa 2052 zehn Milliarden Menschen. Für das Jahr 2100 wird von den UN mit einer Weltbevölkerung von 11,2 Milliarden Menschen gerechnet.

Die Verdopplungsrate des menschlichen Wissens in Naturwissenschaft und Technik sank zum Jahrtausendwechsel auf etwa alle 3,65 Jahre, und sie sinkt weiter. Das stimmt hoffnungsvoll, ins Besondere, wenn sich Wissen (und Wissenschaft) mit dem politischen Willen verbinden sollten, die sich abzeichnenden Probleme der Zukunft anzugehen.

Historische Unterrichtsverfahrenn können aufzeigen, dass die Chemie damals die industrielle Revolution stützte. Gemeinsam mit der Physik trieb sie auch die digitale Revolution voran. Jetzt bleibt zu hoffen, dass sie nun auch die erforderliche, ökologische Revolution unterstützt. Das Potenzial dazu hat sie.

Sie muss es nur nutzen.

Jetzt.

Anhang

Unterrichtsinhalte und Merkhilfen

Unterrichtsinhalt (und Entdecker/-in mit Seitenzahl)	Merkhilfe („Eselsbrücke“) Aus der mündlichen Überlieferung; bei Zeichen © = nach M. Wächter
Hypothese und Experiment (Lavoisier u.a. Vgl. S. 34f, 39, 47)	Vermutungen heißen Hypothesen, falls experimentell prüfbar gewesen! ©
Grundgesetze der Chemie (Proust, Gay-Lussac, Dalton, S. 71ff, 76ff)	Gase, Gasgleichung (Die Gleichung lautet: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$): P ri V at = N icht R ein T reten oder: P erverser N erd(t) P eter und V alk sind (=) da (P)er(v)erser (=) (N)e(R)(T)s <u>neue Rettungs-Team</u>
Mol, molare Größen, Moleküle (Avogadro 78ff, V. Meyer 128f),	Mol, Avogadro-Zahl: Die Mol-Molekülzahl die fand sich: zu 6 mal 10 hoch 23
Atom, chem. Element (Dalton 76ff), Atombau (Bunsen, Kirchhoff 122, Bohr 144ff)	Neutro- und Protonen gern sitzen immer im Atomkern, und die Elektronen sausen in den Bahnen weiter draußen. ©
Hauptgruppen I bis VIII im Periodensystem: Alkalimetalle (Davy 84ff), Halogene (Davy 84ff), Edelgase (Ramsay 106)	I: Hallo Liebe Nathalie Komm Rüber Chips Fressen Hallo Lieber Nachbar Komm Rüber Cäsar Friert. Herr Liebig Nagelt Kalt und Rabiat Cäsars Frau. Hallo Li Na Komm Rüber Csum Franz. II: Berta Mag Caine Sauren Bananen. Begeisterte Magier Catchten Strotzend und Balzend um eine Rakete. III: Boah, Alle Gaffen Ins Tal. VII: Frau Clara Braucht Immer Xenonlampen. © VIII: Herr Neumanns Arm Krault Xerxes' Rappen.
Elektronegativität	Relative Elektronegativität, Reihenfolge von F bis H): Falls Onkel Norbert Chlor braucht, k(c)ann stets j(i)emand helfen oder: FONCIBrISCH (ausgesprochen wie: Vonkelbrisch)
Periodensystem (Mendelejew 125ff)	Die ersten 18 Elemente im Periodensystem: Hallo, Hey! Liebe Berta bitte Comm Nicht Ohne Frische Nelken nach Magdeburg! Alle sieben Pferde saufen Chlor argwöhnisch. 2. Periode: Liber Bernd Bitte Comm Nicht Ohne Fahrrad, Nelly. 3. Periode: Nachts Mögen Alle Sizilianer Pauls Schwester CIARA. Metalle (Sn/Zn/Cu): Sn für Zinn weist auf Stanniolpapierchen hin, doch ein Zin[k + K]upfer-Ding, das ist dann sicher aus Messing
Quantenzahlen (Pauli 147ff)	Das n steht für die Schale, das l für Orbitale, das m ist für'n Magnet, das s zeigt, wie sich's Elektron dreht. ©
Ionenladung, chemische Wertigkeit (113ff, 127, 131, 168f)	Den höchsten Wert in der Truppe bestimmt die Zahl der Gruppe, doch bei Anionen, da hab' acht, ist's oft auch Hauptgruppe minus acht. ©
Ion, ionische Bindung, Elektrolyt (Arrhenius S. 131ff)	Ka+ion mit t sein muss, denn im t, da steht ein Plus; das Minus von dem Anion steht auch im A vom Anion. ©
Katalysator (Ostwald 133)	Schneller, mehr und Wege ganz neu durch Katalysator im Gebräu. Eine Wirkung, ganz wie diese, heißt daher auch Katalyse. ©

Unterrichtsinhalt (und <i>Entdecker/-in</i> mit <i>Seitenzahl</i>)	Merkhilfe („Eselsbrücke“) Aus der mündlichen Überlieferung; bei Zeichen © = nach <i>M. Wächter</i>
Säuren und Basen (<i>Arrhenius, Brönsted, Ostwald u.a.; 133</i>)	Lackmus: Säuren röten Basen bläuen Erst das Wasser, dann die Säure, sonst geschieht das Ungeheure. An Säuren hängt, das merke fest, am Wasserstoff der Säure-Rest Laugen aber sich entpuppen als Metall mit OH-Gruppen. Der Lauge gieße Säure zu, Salz und Wasser gibt's im Nu. Die Base ist eine Frau sie färbt roten Lackmus blau. Kippst Du auf die Säure Wasser, wird die Reaktion schnell krasser!
Redoxreaktion, Elekt- ronenübertragung, Galvanisches Element (<i>Lavoisier 67ff, Galvani, Volta 73ff</i>)	Redox: Kommt herbei ein Elektron, ist es eine Reduktion. Wenn ein Elektron wegmarschiert, wird das Teilchen oxidiert. Oxford → Elektronen gehen ford(t) Ox und Esel gehören zusammen. (Auf der Seite der Teilgleichung, auf der die Elektronen stehen, steht immer auch das Oxidationsmittel)
Elektrolyse (<i>Faraday 94ff, Davy 84ff</i>)	Elektrolyse: Gegensätze zieh'n sich an, d'rum's Kation zur Kathode kann. © Die Kathode ist nekathiv . Die <u>K</u> atze macht <u>m</u> iau (Die Kathode ist minus). Das Wort "Kathode" fängt gleich an wie "Katastrophe" und eine Katastro- phe ist immer etwas negatives! Anode fängt mit A an. Die Richtung im Alphabet geht von A (über K) nach Z, also von Plus (A) nach Minus (K). An der Anode findet Oxidation statt, an der Kathode Reduktion. Um sich zu merken an welcher Elektrode Oxidation und Reduktion stattfinden: <u>A</u> node - <u>O</u> xidation (fängt beides mit einem Vokal an) <u>K</u> athode - <u>R</u> eduktion (fängt beides mit einem Konsonanten an)
Korrosion	<u>A</u> node -> <u>U</u> nedel <u>K</u> athode -> <u>E</u> del <u>AUKE</u> Besteht eine Verbindung zwischen einem Edelmetall und einem unedlen Metall so kann es zu einer Kontaktkorrosion kommen. Zwischen den bei- den Metallen fließt ein schwacher Strom, der edle Metall ist dabei die Kathode und das unedle die Anode. Die Korrosion tritt also immer an dem unedlen Teil aus.
Isomerie, opt. Aktivität (<i>van 't Hoff 118</i>)	Gleiche Zahlen und neue Struktur ist bei Isomeren die Natur. ©
Alkane, Mehrfachbin- dung, Aromat (<i>Kekulé, Erlenmeyer 116</i>) Polymer (<i>Staudinger 184f</i>)	Mehr Entdecker proben Butter , Peter's Hexe hept den Otter (Anfangs- buchstaben der Alkane, ©) Eine Bindung im Alkan, das Alkin auch dreifach kann, Doppelbindung hat's Alken, in Aromaten ist sie nicht zu seh'n. ©

Lern- und Lesehinweise

Die vollständige Printversion dieses Buches erschien mit der ISBN: **9783754913826** im epubli-Verlag (Link: <https://www.epubli.de/shop/buch/Chemiegeschichten-im-Unterricht-Michael-W%C3%A4chter-9783754913826/120101>). Weitere Unterrichtshilfen und –materialien, für Schüler/innen und Lehrende:

- 1.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften, Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101, wesentlich preiswerter für 7,99 € auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782
- 2.) **Analytik - die Geschichte** (ein Sach- und Lesebuch zur Analytik und Gerichtsmedizin, ihren Methoden, Erfindungen und Entdeckungen, Printausgabe: epubli 2019, ISBN: 978-3-748540-88-5, wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740745318
- 3.) **Entdeckungsgeschichte(n) aus den Biowissenschaften und der Medizin**, epubli 2019, ISBN: 978-3-748541-56-1, preiswerter auch als ebook erhältlich, Verlag twentysix
- 4.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Astronomie** im Kontext von Zeitgeschichte und Physik, Verlag Königshausen und Neumann, 2018, ISBN: 978-3-8260-6511-8 (auch als ebook erhältlich)
- 5.) **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, kleines Taschenbuch zu nur 7,99 €, ISBN 9783748550129 (auch als ebook für unter 3 €: ISBN bzw. EAN: 9783748597735)

Diese und alle weiteren Lernhilfen / Arbeitshefte erhältlich erhältlich im Epubli-Online-shop über: <https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316> (ggf. nach unten scrollen!)

- 6.) **Chemie im Distanzunterricht**, neue Reihe für Kl. 7 bis 10 in folgenden Bänden:
 - (I) **Stoffe, Teilchen, Reaktionen**, ISBN: 9783753144399, preiswerter auch in schwarzweiß (s/w): 9783753138558;
 - (II) **Elemente, Periodensystem, Atombau**, ISBN farbig: 9783753148243, ISBN in s/w: 9783753148168
 - (III) **Salze, Säuren, Laugen**, ISBN farbig: 9783753159218 , s/w: 9783753159249
 - (IV) **Redoxreaktionen – Energie aus chemischen Reaktionen**; ISBN farbig: 9783753165097, s/w: 9783753165028
 - (V) **Molekülverbindungen, Strukturformeln, Stoffe als Energieträger**; ISBN farbig: 9783753172064, s/w: 9783753171609
 - (VII) **Kohlenstoffverbindungen - Einführung in ihre Vielfalt**; **Organische Chemie**; ISBN farbig: 9783753178547, s/w: 9783753178530
- 7.) **Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie**, eine Reihe in 6 Bänden (Übungsaufgaben, Klausur- und Prüfungsaufgaben – **didaktisch aufbereitet und erklärt**: mit **Lernhilfen UND Lösungen**, epubli 2019),:
 - Bd.1: **Grundlagen der Chemie** (ISBN farbig: 9783750240421, preiswerter auch in schwarzweiss (s/w): 9783748539421)
 - Bd.2: **Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie** (ISBN s/w: 978-3-748539-46-9, farbig: 978-3-750240-650),
 - Bd.3: **Physikalische Chemie**(ISBN s/w: 978-3-748539-47-6),
 - Bd.4: **Analytische Chemie**(ISBN s/w: 978-3-748539-48-3),
 - Bd.5: **Grundlagen der Organischen Chemie**(ISBN: 978-3-748539-52-0),
 - Bd. 6: **Anorganisch-chemische Technologie**(ISBN: 9783748571162),
 - Bd. 7: **Organisch-chemische Technologie**; (ISBN 9783753133430)

- 8.) **Das Lernen Lernen. Lernhilfen für Schule und Homeschooling**, für nur 8,99 Euro, Tipps für alle Fächer, für selbstständiges Lernen im Präsenz- und Distanzunterricht, ISBN 9783753104713 (epubli 2020)
- 9.) **CHEMIE!?! Das Grundwissen für Klasse 7 bis 10**, ein Arbeitsbuch für die Schule - alle Lerninhalte mit Erklärungen, Übungsaufgaben, Lernhilfen, epubli 2020, preiswerte Schwarzweiß-Ausgabe (s/w) mit ISBN 9783752995596; mit vielen, farbigen Abbildungen: ISBN 9783752995657
- 10.) **Fachbegriffe der Chemie** - Definitionen, Grundwissen und Erklärungen zum Nachschlagen und Lernen, ISBN: 978-3-753172-14-9
- 11.) **Laborpraktikum Anorganisch-analytische Chemie LAC**(ISBN 9783750270077)
7
- 12.) **Tabellenbuch der Chemie**, Daten zur Analytik, Laborpraxis und Theorie, Wiley-VCH Verlag Weinheim, 2012, ISBN-13: 978-3-527-32960-1
- 13.) **Chemielabor, Einführung in die Laborpraxis**, Wiley-VCH Verlag Weinheim (2011), ISBN-13: 978-3-527-32996-0

Autorenhomepage: **<https://michael-waechter.jimdosite.com/>**

Der Autor: Michael Wächter war nach seinem Lehramtsstudium in Chemie, Pädagogik und Theologie zunächst als Lacklaborant in Münster-Hiltrup und als Chemielehrer an Gymnasien in Rheda-Wiedenbrück und Datteln tätig. Nun bildet er als Lehrer u. a. chemisch-technische Assistenten, Chemielaboranten, Lacklaboranten, Chemikanten und Produktionsfachkräfte Chemie am Hans-Böckler-Berufskolleg in Münster aus. Durch langjährige Lehrtätigkeit in Chemie und als Schul- und Sachbuchautor ist er mit den unterschiedlichen Frage- und Problemstellungen von Schülerinnen und Schülern sowie von Lernenden in den Laborberufen bestens vertraut.

Bilderverzeichnis, -quellen

- Abb** **Bildtitel, Bildquelle**
- 1 Die Entdeckung des Phosphors, Abbildung gemeinfrei, aus: [https://de.wikipedia.org/wiki/Hennig_Brand#/media/File:Hennig_Brand_\(Joseph_Wright\).jpeg](https://de.wikipedia.org/wiki/Hennig_Brand#/media/File:Hennig_Brand_(Joseph_Wright).jpeg)
 - 2 Eig. Foto
 - 3 Der besessene Forscher, Szene aus dem Film Maniac (1934) mit Horace B. Carpenter als "Dr. Meirschultz", Abb. gemeinfrei, Wikimedia commons
 - 4 Chemieunterricht der alten Art, Abb. gemeinfrei, Wikimedia commons
 - 5 Sozialformen im Unterricht, Bildquelle: By Wey-Han Tan - Own work, CC BY 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=94832376>
 - 6 Lernvoraussetzungen einschätzen, Von Elena28c - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=83067803>
 - 7 Entdeckendes Lernen, Abb. gemeinfrei, wikimedia commons
 - 8 Destillationsapparatur, Abb. gemeinfrei, wikimedia commons
 - 9 Reaktion von Zink mit Salzsäure, By Adam Rędzikowski - Own work, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=38949069>
 - 10 Eig. Foto
 - 11 Eig. Foto
 - 12 *Galvanis* Frischschenkel-Experiment links: Abb. gemeinfrei, wikimedia commons, Abb. Rechts: Galvanisches Element, Von Henry Mühlpfordt / *File:Galvanic Cell.svg: Gringer - File:Galvanic Cell.svg, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5896436>
 - 13 *Galvanisches* Element Cu/Zn, eig. Skizze
 - 14 *Wagenschein*, Von Dieter Hermann, Schulleiter a. D. der Glockseeschule - Scan, erhalten vom Autor, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=57191416>
 - 15 Anstieg der weltweiten Durchschnittstemperatur, von: World Meteorological Organization - <https://public.wmo.int/en/media/press-release/climate-breaks-multiple-records-2016-global-impacts>, gemeinfrei, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=57280038>
 - 16 Klimaleugnung, Gerhard Mester, CC BY-SA 4.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>>, via Wikimedia Commons
 - 17 Klimaschutzdemo, Bildquelle: Barnos, CC BY-SA 4.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>>, via Wikimedia Commons
 - 18 Zeitungsartikel von 1902, The Selma Morning Times, Selma, Alabama, US; October 15, 1902. gemeinfrei
 - 19 *Mendelejew*-Gedenkmarken-Block, Abb. Gemeinfrei, wikimedia commons
 - 20 Dr.Oetker-Werbung, Abb. gemeinfrei, wikimedia commons
 - 21 Bagdad-Batterie, Von Ironie - Eigenes Werk, CC BY-SA 2.5, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=2091669>
 - 22 und S. 44 insg.: Molekülstrukturen, Abb. gemeinfrei, wikimedia commons
 - 23 *Boyles* "hydrostatic perpetual motion", die "Selbstfließende Flasche" (ein "perpetuum mobile") Quelle: https://en.wikipedia.org/wiki/Robert_Boyle#/media/File:Boyle%27sSelfFlowingFlask.png)
 - 24 *Cavendishs* Apparat zum Erzeugen und Sammeln des Wasserstoffs https://de.wikipedia.org/wiki/Henry_Cavendish#/media/File:Cavendish_hydrogen.jpg
 - 25 *Cavendish*-Experiment – Apparat und Rechenformel (1798) https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Cavendish_Experiment.png
 - 26 *Scheeles* Apotheke in Köping, https://de.wikipedia.org/wiki/Carl_Wilhelm_Scheele#/media/File:Scheeles_apotek_och_bostad_i_K%C3%B6ping.jpg
 - 27 Eine zeitgenössische Karikatur von *Priestley* ... https://commons.wikimedia.org/wiki/Joseph_Priestley_caricatures?uselang=de#/media/File:PriestleyDeathCartoon.jpg
 - 28 *Lavoisier* Portrait und Unterschrift, https://de.wikipedia.org/wiki/Antoine_Laurent_de_Lavoisier#/media/File:Antoine_lavoisier_color.jpg
 - 29 *Lavoisiers* Apparat zur Zerlegung von rotem Quecksilberoxid. Das berühmte Phlogiston-Experiment. Zeichnung seiner Frau Marie Vavoisier von 1780 aus dem *Traité élémentaire de chimie* https://de.wikipedia.org/wiki/Antoine_Laurent_de_Lavoisier#/media/File:Lavoisier_decomposition_air.png

- 30 *Lavoisier* führte 1770 ein Experiment mit der „Feuerluft“ zur Atmung durch. Seine Frau, rechts im Bild, notierte die Beobachtungen, die Als Versuchsperson *hieß Armand Séguin*.
https://de.wikipedia.org/wiki/Antoine_Laurent_de_Lavoisier#/media/File:Lavoisier_humanexp.jpg
- 31 Mit dieser Apparatur zerlegte *Lavoisier* Wasser ...
https://de.wikipedia.org/wiki/Antoine_Laurent_de_Lavoisier#/media/File:Trait%C3%A9_%C3%A9l%C3%A9mentaire_de_chimie_-_Lavoisier_-_Tom._I_Pl._VII_Fig._11.jpg
- 32 Konstante Fliesenverhältnisse in bestimmten Fliesenmustern zur Veranschaulichung des Gesetzes der konstanten (Stoff-)Proportionen ...
https://de.wikipedia.org/wiki/Benutzer:W%C3%A4chter#/media/File:Folie06_KonstProportionen1.jpg (Von Michael Wächter, Münster - Eigene Zeichnung, CC BY-SA 3.0 de, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=39374567>)
- 33 Die *Volta'sche Säule* – die erste „Batterie“
https://commons.wikimedia.org/wiki/Category:Voltaic_pile?uselang=de#/media/File:Pile_de_Volta.jpg
- 34 *Gay-Lussac* 2. Ballonaufstieg am 9.9.1804 in Paris
https://de.wikipedia.org/wiki/Joseph_Louis_Gay-Lussac#/media/File:Gay-Lussac_Aufstieg.jpg
- 35 *John Dalton*
https://de.wikipedia.org/wiki/John_Dalton#/media/File:John_Dalton.jpeg
- 36 Von *John Dalton* benutzte Symbole für Atome und Atomverbände
https://de.wikipedia.org/wiki/Atom#/media/File:A_New_System_of_Chemical_Philosophy_fp.jpg
- 37 Satz von *Avogadro*, veranschaulicht an der Chlorknallgasreaktion
http://images.google.de/imgres?imgurl=https%3A%2F%2Fupload.wikimedia.org%2Fwikibooks%2Fde%2Fthumb%2F2%2F29%2FGleichung_und_Veranschaulichung.svg%2F500px-Gleichung_und_Veranschaulichung.svg.png&imgrefurl=https%3A%2F%2Fde.wikibooks.org%2Fwiki%2FAnorganische_Chemie_f%25C3%25BCr_Sch%25C3%25BCler%2F_Chemisches_Rechnen&h=277&w=500&tbid=5mJiC_Nl94ItjM%3A&vet=1&docid=8j-a7WeKEP0epM&ei=2A9IW0evGIX3UJGKL-AM&tbm=isch&iact=rc&uact=3&dur=279&page=0&start=0&ndsp=31&ved=0ahUKEwjn-56emeLQAhWFOxQKHRHFbQwQMwgnKAswCw&safe=strict&bih=930&biw=1280
- 38 *Loschmidts* „Constitutionsformel“ für Benzaldehyd C_6H_5-CHO (links), rechts die heutige Schreibweise.
https://de.wikipedia.org/wiki/Josef_Loschmidt#/media/File:Benzaldehyd.PNG
- 39 Fotoplatte von 1913 mit den Isotopen von Neon (^{20}Ne und ^{22}Ne)
https://de.wikipedia.org/wiki/Massenspektrometrie#/media/File:Discovery_of_neon_isotopes.JPG
- 40 *Davy'sche* Grubenlampe
https://de.wikipedia.org/wiki/Humphry_Davy#/media/File:Davy_lamp.png
- 41 Ceres [https://de.wikipedia.org/wiki/\(1\)_Ceres#/media/File:Ceres_RC3_with_bright_spots.jpg](https://de.wikipedia.org/wiki/(1)_Ceres#/media/File:Ceres_RC3_with_bright_spots.jpg)
- 42 Oben Aluminiumbarren, darunter die Weltjahresproduktion an Aluminium ...
 Quellen:
https://de.wikipedia.org/wiki/Aluminium#/media/File:Tovarna_glinice_in_aluminija_Kidri%C4%8Devo_-_kupi_aluminija_1968.jpg (Barren, oben) und
https://de.wikipedia.org/wiki/Aluminium#/media/File:Aluminium_-_Trend_F%C3%B6rderung.svg (Grafik, unten) – beide gemeinfrei
- 43 Gedenkmarke zum hundertsten Todesstag *Wöhlers*, des Entdeckers der Harnstoffsynthese
https://de.wikipedia.org/wiki/Friedrich_W%C3%B6hler#/media/File:DBP_1982_1148_Friedrich_W%C3%B6hler.jpg
- 44 Originalskizze von *Liebig's* Fünf-Kugel- oder Kali-Apparat für die Elementaranalyse (aus: *Justus Liebig*, Anleitung zur Analyse organischer Körper. Verlag Vieweg, Braunschweig, 1837 in 1. Aufl.)
https://de.wikipedia.org/wiki/Justus_von_Liebig#/media/File:Kali-Apparat.jpg
- 45 Diese Schwarzweiß-Aufnahme von etwa 1855 zeigt *Frederick Scott Archer*, der *Schönbeins* Collodium für erste Schwarzweißaufnahmen nutzte, die keine überlangen Belichtungszeiten erforderten.
https://de.wikipedia.org/wiki/Frederick_Scott_Archer#/media/File:Frederick_Scott_Archer.jpg
- 46 Unterschrift und Weihnachtsvorlesung 1855 von *Faraday* vor Prinz *Albert* und Prinz *Alfred* (Lithografie von *Alexander Blaikley*)
https://de.wikipedia.org/wiki/Michael_Faraday#/media/File:Michael_Faraday_signature.svg und

- https://de.wikipedia.org/wiki/Michael_Faraday#/media/File:Faraday_Michael_Christmas_lecture.jpg
- 47 Eine Schwefelsäurefabrik nach dem Bleikammerverfahren (zweite Hälfte des 19. Jahrhunderts)... (Nach: <https://de.wikipedia.org/wiki/Bleikammerverfahren#/media/File:Bleikammer-1.jpg>).
- 48 Zylinderofen zur großtechnischen Durchführung des Leblanc-Verfahrens
<https://de.wikipedia.org/wiki/Leblanc-Verfahren#/media/File:Leblanc-Zylinderofen.jpg>
- 49 Vier exemplarische Graphen der Dichtefunktion ... – die so genannte „Glockenkurve“ (*Gauß*'sche Normalverteilung).
https://de.wikipedia.org/wiki/Normalverteilung#/media/File:Normal_Distribution_PDF.svg
- 50 Portrait und Unterschrift des jungen *Gauss*
https://de.wikipedia.org/wiki/Carl_Friedrich_Gau%C3%9F#/media/File:Carl_Friedrich_Gau%C3%9F_signature.svg, Portrait unter:
https://de.wikipedia.org/wiki/Carl_Friedrich_Gau%C3%9F#/media/File:Bendixen_-_Carl_Friedrich_Gau%C3%9F,_1828.jpg
- 51 Foto von *Jacob Riis*:
https://de.wikipedia.org/wiki/Jacob_August_Riis#/media/File:Sleeping_homeless_children_-_Jacob_Riis.jpg Fotografie von drei im Freien schlafenden Kindern (aus dem Werk „Nomaden der Straße“, erstellt vor 1914 – digital unter:
<http://www.zeno.org/Fotografien/B/Riis,+Jacob+A.%3A+%C2%BBNomaden+der+Stra%C3%9F%C2%AB,+Stra%C3%9Fenungen+im+Schlafquartier>
- 52 Darstellung des Wirkungsgrads einer Glühlampe in einem *Sankey*-Diagramm
https://de.wikipedia.org/wiki/Wirkungsgrad#/media/File:Wirkungsgrad_gluehlampe.svg
- 53 *Richard August Carl Emil Erlenmeyer* (1925-1909)
https://de.wikipedia.org/wiki/Emil_Erlenmeyer#/media/File:E._Erlenmeyer_ca_1863.jpg
- 54 Methan- und Ethanmoleküle ... (Formeln und graphische Symbole)
- 55 Verschiedene Darstellungsweisen der Molekülstruktur von *n*-Hexan C₆H₁₄, einer „Kohlenstoffkette“ aus 6 C-Atomen, oben: Das Kugel-Stab-Modell der Molekülstruktur
<https://de.wikipedia.org/wiki/Alkane#/media/File:Hexane-3D-balls.png>
- 56 Moleküle mit Ein- und Mehrfachbindungen ... (Formeln und graphische Symbole)
- 57 Molekülstrukturen von C₃-Kohlenwasserstoffen
- 58 Fumar- und Maleinsäure (Formeln und graphische Symbole)
- 59 Ideen zur Molekülstruktur von Benzol (Formeln und graphische Symbole)
- 60 Molekülstruktur von Naphthalin C₁₀H₈ als Kalottenmodell (oben links), Kugel-Stab-Modell (oben rechts), Strukturformel nach *Lewis* (unten links) und in vereinfachten Symbol-Schreibweisen (unten rechts)
<https://de.wikipedia.org/wiki/Naphtalin#/media/File:Naphtalene-3D-vdW.png> Kalottenmodell
<https://de.wikipedia.org/wiki/Naphtalin#/media/File:Naphtalene-3D-balls.png> Stäbchenmodell
File:Aromatizität Naphthalin.svg - Aus Wikimedia Commons, dem freien Medienarchiv Symbol-schreibweisen
- 61 Benzol C₆H₆ in der historische Formel von *Kekulé*, rechts daneben in der modernen Symbol-schreibweise von *Armit* und *Robinson*.
[https://de.wikipedia.org/wiki/Aromaten#/media/File:Historic_Benzene_Formulae_Kekul%C3%A9_\(original\).png](https://de.wikipedia.org/wiki/Aromaten#/media/File:Historic_Benzene_Formulae_Kekul%C3%A9_(original).png)
- 62 Molekülstrukturen zweier spiegelbildlicher Isomere (links) sowie von Milchsäure, darüber die Veranschaulichung des durch *van't Hoff* entdeckten Prinzips der Chiralität („Händigkeit“) in der Stereochemie.
[https://de.wikipedia.org/wiki/Chiralit%C3%A4t_\(Chemie\)#/](https://de.wikipedia.org/wiki/Chiralit%C3%A4t_(Chemie)#/)[https://de.wikipedia.org/wiki/Chiralit%C3%A4t_\(Chemie\)#/media/File:Chirality_with_hands.svg](https://de.wikipedia.org/wiki/Chiralit%C3%A4t_(Chemie)#/media/File:Chirality_with_hands.svg)
- 63 Eine Indigoterie (oben, Zeichnung von 1667), die Indigo-Bildung an Luft (Mitte) und die Indigo-produktion 1890 bei der BASF
<https://de.wikipedia.org/wiki/Indigo#/media/File:Indigoterie-1667.jpg> und
https://de.wikipedia.org/wiki/Indigo#/media/File:Indigoproduktion_BASF_1890.JPG
- 64 *Robert Wilhelm Bunsen* und der Bunsenbrenner
https://de.wikipedia.org/wiki/Robert_Wilhelm_Bunsen#/media/File:Robert_Bunsen_portrait.jpg,
https://de.wikipedia.org/wiki/Bunsenbrenner#/media/File:Bunsen_burner.jpg
- 65 Links *Robert Wilhelm Bunsen* (rechts) und *Gustav Robert Kirchhoff*, rechts das Spektrum einer Niederdruck-Quecksilberdampfampe, aufgenommen mit einem 256-Pixel-Zeilensensor bzw. mit einer Kamera
https://de.wikipedia.org/wiki/Robert_Wilhelm_Bunsen#/media/File:Bunsen-Kirchhoff.jpg,

- 66 https://de.wikipedia.org/wiki/Spektroskopie#/media/File:Hg_Niederdruck_Spektrum.png
 „Gürtelsterne“ und Orionnebel im Wintersternbild Orion; hier entstehen aus den im Weltall verstreuten chemischen Elementen neue Sterne
<https://de.wikipedia.org/wiki/Kosmochemie#/media/File:OrionnebelW%C3%84CHTER.jpg>
 (eigenes Foto)
- 67 *Mendelejew* in seinem Arbeitszimmer
https://de.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Iwanowitsch_Mendelejew#/media/File:%D0%94%D0%BC%D0%B8%D1%82%D1%80%D0%B8%D0%B9_%D0%98%D0%B2%D0%B0%D0%BD%D0%BE%D0%B2%D0%B8%D1%87_%D0%9C%D0%B5%D0%BD%D0%B4%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%B5%D0%B2_5.gif
- 68 *Mendelejews* Periodensystem – in Gruppe 8 finden sich Eisen- und Platinmetalle. Die Gruppe der Edelgase war noch unbekannt.
https://de.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Iwanowitsch_Mendelejew#/media/File:Periodensystem_Mendelejews.jpg
- 69 Das Periodensystem (PSE) in heutiger Form (Instabile, d. h. radioaktive Elemente wurden grau geschrieben, die Bezeichnungen „s,p,d,f-Block“ entstammen dem Orbitalmodell). (eigenes Werk)
- 70 Die historische Apparatur von *Victor Meyer*
https://de.wikipedia.org/wiki/Verfahren_nach_Victor_Meyer#/media/File:Britannica_Density_5.jpg
- 71 Labor eines chemischen Institutes um die Jahrhundertwende (1906, Leipzig)
https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Labor_chemisches_Institut_Uni_Leipzig_1906.jpg
- 72 *Boltzmann* im Alter von 24 (1869)
 Unterschrift:
https://de.wikipedia.org/wiki/Ludwig_Boltzmann#/media/File:Ludwig_Boltzmann_signature.svg
 Foto: https://de.wikipedia.org/wiki/Ludwig_Boltzmann#/media/File:Boltzmann_age24.jpg
- 73 *A. R. Wallace* 1862 in Singapur (links), seine Darstellung des von ihm entdeckten Flugfrosches in *The Malay Archipelago* (rechts oben) und die bekannte Darwin-Karikatur im Magazin *Hornet* vom 22.3.1871, Titel: *A venerable Orang-Outang. A contribution to unnatural history*, Quellen: *A. R. Wallace* 1862 in Singapur
https://de.wikipedia.org/wiki/Alfred_Russel_Wallace#/media/File:Alfred_Russel_Wallace_1862_-_Project_Gutenberg_eText_15997.pngWallace' Darstellung des von ihm entdeckten Flugfrosches in *The Malay Archipelago*
https://de.wikipedia.org/wiki/Alfred_Russel_Wallace#/media/File:Wallace_frog.jpgDiese bekannte Darwin-Karikatur erschien am 22. März 1871 im Magazin *The Hornet* und trug den Titel „*A venerable Orang-Outang. A contribution to unnatural history*“.
https://de.wikipedia.org/wiki/Charles_Darwin#/media/File:Editorial_cartoon_depicting_Charles_Darwin_as_an_ape_%281871%29.jpg
- 74 Der Augustinermönch *G. Mendel* als Abt (links), eine historische Darstellung der Erbsenpflanze *Pisum sativum* (rechts unten), darüber die geöffnete Hülsenfrucht mit Samen
https://de.wikipedia.org/wiki/Gregor_Mendel#/media/File:Gregor_Mendel_Monk.jpg, rechts:
https://de.wikipedia.org/wiki/Charles_Darwin#/media/File:Illustration_Pisum_sativum0.jpg, rechts oben:
https://de.wikipedia.org/wiki/Erbse#/media/File:NCI_peas_in_pod.jpg
- 75 Die letzte 5-Francis-Banknote – mit *Pasteurs* Portrait
https://de.wikipedia.org/wiki/Louis_Pasteur#/media/File:Recto_billet_de_cinq_francs_fran%C3%A7ais_1967.jpg
- 76 Nukleinsäure mit vier Kettengliedern
<https://de.wikipedia.org/wiki/Nukleins%C3%A4ure#/media/File:DNA-Nucleobases.svg> bzw. unter <https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/f/fe/DNA-Nucleobases.svg/200px-DNA-Nucleobases.svg.png> (hier in diversen Auflösungen)
- 77 *Max Planck* auf der alten 2-DM-Kursmünze (eigene Aufnahme)
- 78 Sonderbriefmarke „Lichtelektrischer Effekt“ anlässlich *Einsteins* 100. Geburtsjahr (Bundespost 1979)
https://de.wikipedia.org/wiki/Photoelektrischer_Effekt#/media/File:DBP_1979_1019_Albert_Einstein_Lichtelektrischer_Effekt.jpg
- 79 Interferenzstreifen ... (links) und ein Weißlicht-Interferogramm
[https://en.wikipedia.org/wiki/Interference_\(wave_propagation\)#/media/File:Interferences_plane_waves.jpg](https://en.wikipedia.org/wiki/Interference_(wave_propagation)#/media/File:Interferences_plane_waves.jpg) (links) und
[https://de.wikipedia.org/wiki/Interferenz_\(Physik\)#/media/File:Wei%C3%9Flichtinterferogram.jpg](https://de.wikipedia.org/wiki/Interferenz_(Physik)#/media/File:Wei%C3%9Flichtinterferogram.jpg) (rechts)

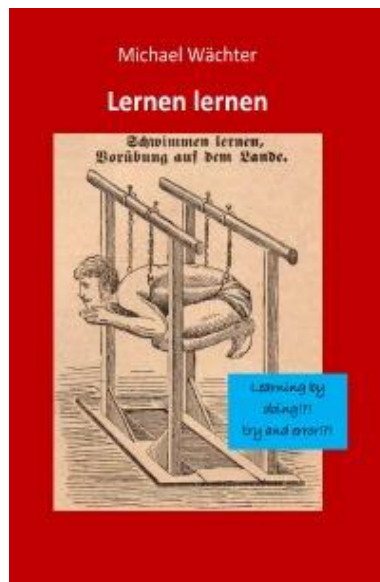
- 80 *Rutherford's Streuversuch* 1911
https://de.wikipedia.org/wiki/Rutherford-Streuung#/media/File:Rutherford_Scattering.svg
- 81 *Niels Bohr* (links) 1925 mit *Albert Einstein*
https://de.wikipedia.org/wiki/Niels_Bohr#/media/File:Niels_Bohr_Albert_Einstein3_by_Ehrenfest.jpg
- 82 Modelle des Helium- und Aluminiumatoms nach *Bohr*. Beim Heliumatom (links) wurden die drei Raumkoordinaten x, y und z an den Atomkern angelegt – das Modell rechts zeigt die Schalenanordnung am Beispiel von Aluminium, das 13 Kernladungen bzw. Elektronen aufweist.
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Bohr-model-Helium.gif>
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Bohr2.svg>
- 83a *Erwin Schrödinger* 1933 und die 1926 von ihm entwickelte Gleichung
[https://de.wikipedia.org/wiki/Erwin_Schr%C3%B6dinger#/media/File:Erwin_Schr%C3%B6dinger_\(1933\).jpg](https://de.wikipedia.org/wiki/Erwin_Schr%C3%B6dinger#/media/File:Erwin_Schr%C3%B6dinger_(1933).jpg)
- 83b Die siebte Solvay-Konferenz am 25.10.1933 in Brüssel. Diese historische Aufnahme zeigt nahezu alle bedeutende Physiker und Chemiker ...
 Quelle: <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Solvay1933Large.jpg>
- 84 Termschema, mögliche Energieniveaus von Elektronen im Atom, (Quelle: https://de.wikipedia.org/wiki/Termschema#/media/File:Energieniveauschema_Orbitalmodell.png)
- 85 Energiestufenschema in der *Pauling-* oder Kästchenschreibweise: Die von Elektronen besetzbaren Energiestufen („Orbitale“ werden als Kästchen dargestellt, die Elektronen als Pfeile mit jeweils unterschiedlichem *spin* (als \uparrow und \downarrow)
 Quelle: <https://de.wikipedia.org/wiki/Termschema#/media/File:Energieniveau.svg>, gemeinfrei
- 86 *Pauling* und seine Kinder feiern die Verleihung des Nobelpreises (Stockholm 1954)
https://de.wikipedia.org/wiki/Linus_Pauling#/media/File:Linus_Pauling_family_1954.jpg
- 87 „*Bunsentagung*“ in Münster 1932, *Chadwick* sitzend, ganz links
https://de.wikipedia.org/wiki/James_Chadwick#/media/File:Bunsentagung_1932_M%C3%BCnster.jpg
- 88 *Otto Hahn* und *Lise Meitner* im Labor, Kaiser-Wilhelm-Institut für Chemie, Berlin, 1913
https://de.wikipedia.org/wiki/Otto_Hahn#/media/File:Otto_Hahn_und_Lise_Meitner.jpg
- 89 Oben Skizze von *Gary Sheehan, Atomic Energy Commission*, vom Moment der Inbetriebnahme des ersten Kernreaktor ... Links unten die Explosion über Nagasaki, 9. August 1945 nach dem Atombombenabwurf. ..., Rechts unten: Briefmarken der Deutschen Bundespost, 1964 und 1979, zum Gedenken an die Entdeckung der Kernspaltung, Quellen:
https://de.wikipedia.org/wiki/Chicago_Pile#/media/File:First_nuclear_chain_reaction.jpg
https://de.wikipedia.org/wiki/Otto_Hahn#/media/File:DBP_1979_1020_Otto_Hahn_Kernspaltung.jpg
https://de.wikipedia.org/wiki/Otto_Hahn#/media/File:Nagasakibomb.jpg
- 90 *Feynman*-Diagramm von der gegenseitigen Vernichtung eines Elektrons ...
https://en.wikipedia.org/wiki/Feynman_diagram#/media/File:Feynman_EP_Annihilation.svg
- 91 *Feynman*-Diagramm vom Beta-Zerfall eines Neutrons n (aus den drei Quarks u, d und d) in ein Proton p (u-, d- und u-Quark), ein Elektron e⁻ und ein Elektron-Antineutrino $\bar{\nu}_e$ über ein W-Boson
https://de.wikipedia.org/wiki/W-Boson#/media/File:Beta_Negative_Decay.svg
- 92 Verschmelzung von schwerem und überschwerem Wasserstoff zu einem Heliumkern ... (Kernfusion von Deuterium und Tritium in einer H-Bombe *Castle Bravo* auf dem Bikini-Atoll 1954)
https://de.wikipedia.org/wiki/Kernfusion#/media/File:Deuterium-tritium_fusion.svg, Fusionsbombe:
[https://de.wikipedia.org/wiki/Operation_Castle#/media/File:Castle_Bravo_\(black_and_white\).jpg](https://de.wikipedia.org/wiki/Operation_Castle#/media/File:Castle_Bravo_(black_and_white).jpg)
- 93 Das *Hertzprung-Russell*-Diagramm, kurz HRD
<https://de.wikipedia.org/wiki/Hertzprung-Russell-Diagramm#/media/File:HR-sparse-de.svg>
- 94 Das „Wasserstoffbrennen“ (die Proton-Proton-Reaktion) ...
 1) https://de.wikipedia.org/wiki/Proton-Proton-Reaktion#/media/File:Nuclear_fusion.svg
 2) [https://de.wikipedia.org/wiki/Proton-Proton-3\) Reaktionen#/media/File:Wpdms_physics_proton_proton_chain_2.svg](https://de.wikipedia.org/wiki/Proton-Proton-3) Reaktionen#/media/File:Wpdms_physics_proton_proton_chain_2.svg)
https://de.wikipedia.org/wiki/Proton-Proton-Reaktion#/media/File:Wpdms_physics_proton_proton_chain_3.svg
- 95 Die Supernova 1987A, aufgenommen vom *Hubble Space Telescope* im Jahr 2007.
<http://hubblesite.org/newscenter/archive/releases/2007/10/image/a/> - auch unter:
https://de.wikipedia.org/wiki/Supernova#/media/File:HST_SN_1987A_20th_anniversary.jpg
- 96 *Aldrin*, Apollo 11

- https://de.wikipedia.org/wiki/Apollo_11#/media/File:Sonnenwindsegel.jpg
- 97 Ausschnitt aus einem PP-Molekül (Kugel-Stab-Modell)
https://de.wikipedia.org/wiki/Kunststoff#/media/File:Syndiotactic_polypropene.png
- 98 Versuchsanordnung zur Herstellung von Ammoniakgas aus den Elementen
https://commons.wikimedia.org/wiki/Category:Haber_process?uselang=de#/media/File:1911_Nachbau_der_Versuchsanordnung_Fritz_Habers_zur_Ammoniaksynthese.jpg
- 99 Links der erste Reaktor im Ammoniak-Werk Oppau 1913, rechts die Entwicklung der Ammoniakproduktion von 1946 bis 2007
 Links: https://de.wikipedia.org/wiki/Haber-Bosch-Verfahren#/media/File:Ammoniak-Reaktor_1913_Oppau.jpg , rechts: <https://de.wikipedia.org/wiki/Haber-Bosch-Verfahren#/media/File:Ammoniakproduktion.svg>
- 100 *Haber* auf einer Briefmarke von 1975, Deutsche Bundespost Berlin (Freimarken-Serie: Männer aus der Geschichte Berlins)
https://de.wikipedia.org/wiki/Fritz_Haber#/media/File:DBPB_1957_166_Haber.jpg
- 101 Die Struktur des DNS-Moleküls – eine Doppelhelix
https://de.wikipedia.org/wiki/Desoxyribonukleins%C3%A4ure#/media/File:DNA_simple.svg
- 102 Informationsübertragungen zwischen Biopolymeren nach dem Zentralen Dogma der Molekularbiologie (Für die gestrichelt dargestellten Wege gab es 1958 noch keine experimentellen Belege).
https://de.wikipedia.org/wiki/Zentrales_Dogma_der_Molekularbiologie#/media/File:Crick%27s_1958_central_dogma.svg
- 103 Links das Netzwerk des „aufgeklappten“ C₆₀-Moleküls. ... Rechts: Die Geodätische Kuppel von *R. Buckminster Fuller* (Detroit 1978, im Jahr 2000 in Weil am Rhein aufgestellt), nach dem das Molekül benannt wurde.
https://de.wikipedia.org/wiki/Fullerene#/media/File:Fulleren_C60_Netzwerk.svg
https://de.wikipedia.org/wiki/Richard_Buckminster_Fuller#/media/File:Vitra_geodesic_dome_in_Weil_am_Rhein.jpg
- 104 Einer der ersten, von *Geim* und *Novoselov* hergestellten Graphentransistoren. ...
https://de.wikipedia.org/wiki/Graphen#/media/File:Nobelpriset_i_fysik_2010.tif
- 105 Links: Eine gedruckte OLED-Zeile wird mit einer Batterie zum Leuchten angeregt, rechts: Nahaufnahme eines gealterten OLED-Bildschirms
https://de.wikipedia.org/wiki/Organische_Leuchtdiode#/media/File:OLED_Offset_HD.jpg und
https://de.wikipedia.org/wiki/Organische_Leuchtdiode#/media/File:Oled_display_alterung.jpg
- 106 *Stanley Miller* und *Harold C. Urey*
https://de.wikipedia.org/wiki/Stanley_Miller#/media/File:Miller1999.jpg
https://de.wikipedia.org/wiki/Harold_C._Urey#/media/File:Harold_Urey.jpg
- 107 *Woodward* 1965 in Cambridge (Massachusetts) mit der Formel von Chlorophyll
https://de.wikipedia.org/wiki/Robert_B._Woodward#/media/File:Robert_Burns_Woodward_in_1965.jpg
- 108 Strukturformel von Vitamin B₁₂
<https://de.wikipedia.org/wiki/Cobalamine#/media/File:Cobalamin.svg>
- 109 Der *Viking-1-Lander* – ein ferngesteuertes Analyselabor (NASA-Modell)
https://de.wikipedia.org/wiki/Viking#/media/File:Viking_Lander_model.jpg
- 110 Die Molekülstruktur bei Chlorophyll a, b und d
https://de.wikipedia.org/wiki/Chlorophylle#/media/File:Chlorophyll_a_b_d.svg
- 111 Auch Algen betreiben Photosynthese ... Skizze des „Thallösen Riesentang“. ...
https://de.wikipedia.org/wiki/Alge#/media/File:Alger_Macrocyctis_pyrifera_Nordisk_familjebok.png
- 112 Strukturformeln von Prostaglandin F₂₀ (links), den Ginkgoliden (Mitte) und Osetamivir (Tamiflu ®, rechts), Quellen: links:
https://de.wikipedia.org/wiki/Elias_James_Corey#/media/File:Prostaglandin_F2alpha.svg,
 Mitte: <https://de.wikipedia.org/wiki/Ginkgolide#/media/File:Ginkgolide.svg>
 rechts: https://de.wikipedia.org/wiki/Elias_James_Corey#/media/File:Osetamivir-2D-skeletal.png
- 113 Links eine fettleibige Knockoutmaus, rechts eine normale.
<https://de.wikipedia.org/wiki/Knockout-Maus#/media/File:Fatmouse.jpg>
- 114 Die Globale Erwärmung ...
https://de.wikipedia.org/wiki/Globale_Erw%C3%A4rmung#/media/File:Global_Temperature_Anomaly.svg

Stichwortverzeichnis (Grundbegriffe aus der Chemie)

Stichwort	Seitenzahl	Stichwort	Seitenzahl
A lku(mulator)	40f, 73	E lementaranalyse	91
Alchimie	48f, 55	Elementarteilchen	146f, 155f, 159ff
Alkohol C ₂ H ₅ OH	43	Elementsymbol	86ff
Aluminium Al	88	Empirie	55f
Ammoniak NH ₃	181ff	Energie	108ff, 135, 172f
<i>Arrhenius, Svante</i>	131, 199	Entdeckung(en)	46
Atom	77ff, 172	Entropie	108ff, 135f
Atomgewicht	81ff, 95	Erkenntnisgewinnung	17ff, 34ff, 45ff
<i>Avogadro, Amadeo</i>	78f	<i>Erlenmeyer, Richard</i>	112ff
Azetylen C ₂ H ₂	90, 115	Essig	48
B ackpulver	39	Experiment	35f, 47, 68
<i>Bacon, Roger</i>	50, 55	Erfahrung	55f
Base	19ff, 132	F achbegriffe, chem.	17f
Batterie	23, 73f	Fachdidaktik	17ff, 46
Benzol C ₆ H ₆	116f	<i>Faraday, Michael</i>	94
<i>Berzelius, Jöns Jacob</i>	85	<i>Feynman, Richard</i>	159ff
Biochemie	140f, 194f	Flammfärbung	123
<i>Boltzmann, Ludwig</i>	135	Formel	87, 113ff
<i>Boyle, Robert</i>	60f	Forschend-entwickeln- des Unterr.-Verfahren	19f
<i>Brand, Hennig</i>	58	Gas, Gase	51f, 57ff, 74ff, 79ff, 95, 103f
Brennstoffzelle	93	<i>Galvani (-Element)</i>	23, 40
<i>de Broglie, Louis</i>	145	<i>Gay-Lussac, Jos. L.</i>	74f
Bronze	47	<i>Gell-Mann, Murray</i>	163
<i>Bunsen, Robert</i>	123	Glas	48, 58f
C hemie	10, 47, 62, 87	<i>Glauber, Rudolph</i>	54f
Chemiedidaktik	17ff	Globale Erwärmung	31ff
Chemietechnik	101	Gleichgewicht	129
Chemieunterricht	11ff	<i>Gold</i>	48f, 55
Chiralität	118f	<i>Guldberg, Cato M.</i>	129
Chlorophyll	190ff	H aber, Fritz	181
Chromatographie	189f	<i>Hahn, Otto</i>	156
<i>Crutzen, Paul</i>	198ff	<i>Helmont, Johan Baptista</i>	57
D alton, John	79f	historische Un- terrichtsverfahren	29ff
<i>Davy, Humphrey</i>	84f	<i>Hückel, Erich</i>	153
Destillation	49, 105	Hungersnot	92
Didaktik	14ff	Hypothese	34f, 39, 47
Dissoziation	131ff	I on, ionisch	85, 132
DNS, DNA	185f, 196f	Isomer	118f
Druck	60, 78	Isotop	83
Düngemittel	92	K alium	86f
E -Auto	177f	Kalk CaCO ₃	48
Eisen Fe	47ff, 62	Katalysator	133ff
Elektron e ⁻	151, 160, 172	Kernfusion,	156ff, 166ff
Elektrochemie	84f	Kernspaltung	156ff, 166ff
Elektrolyse	84, 94f, 131ff	Klimawandel	31ff
Elektronegativität, EN	153ff	Kohlendioxid CO ₂	57
Element, chemisches	61ff, 76ff, 125ff, 170ff		

Stichwort	Seitenzahl	Stichwort	Seitenzahl
Kohlenstoff C	112f	Quantenzahl	147ff, 150f
Kompetenz	45	Quark	159ff, 163ff
Kunckel, Jobanes	58ff	Quacksalber	10
Kunststoff	178f	Quecksilber Hg	66
Lavoisier, Antoine.	67ff	Radikal	90ff
Lehrplan	17f, 45	Radioaktivität	156ff
Lernvoraussetzung	16	Reaktion, chemische	55ff
Licht	111	Reinstoffe	65
Loschmidt, Johann	79	Salz	54f, 61, 132
Luft	51f, 57ff, 64ff, 80, 105	Sauerstoff O ₂	69
Massenwirkungs- gesetz MWG	129	Säure(n)	19ff, 41f, 69, 132f
Masseverhältnis	71ff, 76ff	Scheele, Carl	64f
Mehrfachbindung (C=C, C≡C)	114f	Schwarzpulver	48
Meitner, Lise	156f	Schwefel S	61, 77
Mendelejew, Dimitri	125f	Schwefelsäure H ₂ SO ₄	51, 55
Methan CH ₄	113ff	Schießbaumwolle	93f
Metall	47, 49, 62	Spektralanalyse, Spektrallinie	122ff
Meyer, Lothar	125f	Spektrum	122ff
Mol, Molare Masse	80ff	Sozialform v. Unterricht	15
Molekül	43f, 79f, 112f, 184f	Stöchiometrie	101
Molekülorbital,			
MO-Theorie	172		
Neugier(de)	10		
Neutronenstern	166ff		
Nobel, Alfred	119		
Nova	166ff		
Optische Aktivität	118f		
Orbital	153f, 172		
Ordnungszahl	126f		
Ostwald, Friedr.	133f		
Oxid	67ff		
„Ozonloch“	198ff		
Paracelsus	51		
Pauli, Wolfgang	148f		
Periodensystem	125ff		
Pauli-Prinzip	147ff, 150f		
Pauling, Linus	152f		
Phlogiston	47, 67f		
Physik	50ff, 97f		
Polymer	184ff		
Priestley, Jos.	63ff		
Probierkunst	47, 51f		
problemorientier- ter Unterricht	37ff		
Protein, Eiweiß	185ff		
Proust, Jos.	71		
Quant	142ff, 162, 172		
Quantenchemie	152ff		



Lerntechniken und –methoden,
schüler(innen)gerecht erklärt:

**Das Lernen Lernen. Lernhilfen für Schule
und Homeschooling,**

für nur 8,99 Euro,

Tipps für alle Fächer, für selbstständiges Lernen
im Präsenz- und Distanzunterricht,
ISBN 9783753104713 (epubli 2020)

Stichwort	Seitenzahl	Stichwort	Seitenzahl
Stoffgemisch,		Wahrscheinlichkeit	135f
Compositum	65	Wärme	71, 98, 109
Stoffmenge n	80ff	Wasser H ₂ O	68ff
Stoffumwandlg.	55ff	Wasserstoff H ₂	63f, 70, 78, 87
Technik	48, 52ff, 98ff, 105ff, 173ff	Wertigkeit, chemische	113ff, 127, 131, 168f
Teerfarben	121f	Wissbegierde	10
Transformation	55ff	Wöhler, <i>Friedr.</i>	88f
Transmutation	55ff	Xenon	113
Treibhauseffekt	201ff	Zucker	141, 192f
Unterricht,		Zufall	172f
Unterrichtsverfahren	18ff		
Unschärferelation	146f, 161, 172		
Uran U	155ff		
Urin	58, 88ff		
Ursuppe, -ozean	188f, 191ff		
van't Hoff, <i>Jacobus H.</i>	118f		
van der Waals, <i>Johannes</i>	130		
Verbindung, chemische	65f, 68ff		
Vitamin	191		
Volta, <i>Alessandro</i>	73f		

Weitreichende Lernhilfen und gut aufbereitete Arbeitshefte - für den **Chemieunterricht** sowie für ein autodidaktisches Lernen - bieten die beiden Reihen „**Chemie im Distanzunterricht**“ und „**Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie**“ von *M. Wächter*, Verlag epubli):

