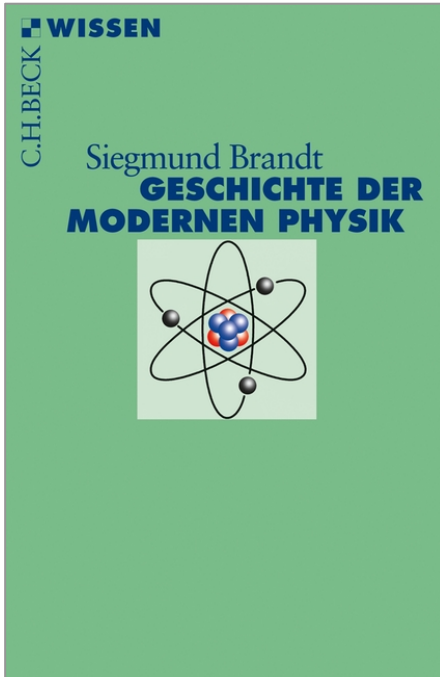


Unverkäufliche Leseprobe



**Sigemund Brandt**  
**Geschichte der modernen Physik**

128 Seiten, Paperback  
ISBN: 978-3-406-62176-5

## 1 Die Realität der Atome

Frühe Versuche einer rationalen Erklärung der Natur machten die Philosophen im antiken Griechenland. Zu Beginn des 6. Jahrhunderts v. Chr. betrachtete Thales von Milet alle Stoffe als aus einer einheitlichen «Primärmaterie» entstanden (er meinte, aus Wasser). Später wurden mehr und wechselnde solcher Urstoffe diskutiert, aus denen sich schließlich die vier *Elemente* entwickelten: Erde, Wasser, Feuer und Luft. In der ersten Hälfte des 5. Jahrhunderts v. Chr. lehrte Leukipp, die Materie bestünde aus *Atomen*, winzigen harten, unteilbaren Objekten. Diese Lehre wurde von seinem Schüler Demokrit weiterentwickelt und verbreitet. Es entspann sich ein philosophischer Disput zwischen Atomisten und Antiatomisten, der erst um die Wende vom 19. zum 20. Jahrhundert endgültig entschieden wurde. Ein wiederkehrendes Argument der Antiatomisten war, dass zwischen den Atomen notwendig nichts sei, dass aber das Nichts (die völlige Leere, das *Vakuum*) nicht sein könne. Die Atomisten verknüpften die Begriffe Atom und Element. Platon gab den Atomen die Formen der regelmäßigen geometrischen Körper: Tetraeder (Feuer), Würfel (Erde), Oktaeder (Luft), Ikosaeder (Wasser). Aristoteles, Platons Schüler, verneinte die Existenz von Atomen. Aus ihren Schriften können wir schließen, dass, zwei Jahrtausende später, Newtons Sichtweise atomistisch und die von Leibniz antiatomistisch war und dass Kant seine Einstellung von Ersterer zu Letzterer änderte. Die Frage wurde letztlich durch das Experiment entschieden, aber nicht ohne Einführung einer neuen Definition der Elemente und nicht ohne Veränderung des Atombegriffs. Wir betrachten jetzt kurz die Evidenz für die Realität der Atome, die im 19. und frühen 20. Jahrhundert zusammengetragen wurde.

## 1.1 Chemie

Grundlegende chemische Methoden waren und sind *Synthese* (Erzeugung einer Verbindung aus einfacheren Stoffen) und *Analyse* (Zerlegung einer Verbindung). Stoffe, die nicht weiter zerlegt werden konnten, hießen elementare Körper oder einfach *Elemente*. Um 1800 kannte man als Elemente Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Kohlenstoff, Schwefel, Phosphor und etliche Metalle. Zwischen 1802 und 1808 stellte Dalton in Manchester seine Gesetze der konstanten und multiplen Proportionen auf: Kann ein Stoff *C* aus zwei anderen, *A* und *B*, gebildet werden, so müssen diese in einem ganz bestimmten Massenverhältnis vorliegen. Anderenfalls bleibt etwas von einem der beiden Ausgangsstoffe übrig. Können verschiedene Stoffe aus *A* und *B* gebildet werden, so sind die entsprechenden Massenverhältnisse einfache Vielfache voneinander. Dieser Befund führte Dalton zu der Annahme, dass die Elemente aus unteilbaren, unzerstörbaren «letzten Teilchen» bestehen, den *Atomen*: «Atome des gleichen Elements sind einander ähnlich und haben das gleiche Gewicht.» Die letzten Teilchen von Verbindungen sind identische Kombinationen von elementaren Atomen. Dalton nannte sie unglücklicherweise auch Atome; heute heißen sie *Moleküle*. Aus Daten über Massenverhältnisse gewann Dalton eine Liste von *Atomgewichten*, indem er das Gewicht des Wasserstoffatoms zu 1 setzte. Wir sprechen heute lieber von einer *Atommasse* oder, besser noch, von einer *atomaren Massenzahl*, weil nur ein Zahlenverhältnis gemeint ist. Die heute gebräuchliche Art, die Elemente und ihre Atome durch ein oder zwei Buchstaben zu kennzeichnen, wurde 1814 von Berzelius eingeführt. Man schreibt beispielsweise H für Wasserstoff, N für Stickstoff, O für Sauerstoff, Fe für Eisen. In dieser Notation lautet die Bezeichnung für Wasser  $\text{H}_2\text{O}$ ; jedes Sauerstoffatom ist an 2 Wasserstoffatome gebunden.

In den Jahren 1815 und 1816 veröffentlichte Prout, ein in London praktizierender Arzt, zwei Arbeiten, in denen er die Atommassen etlicher Elemente untersuchte. Er betonte, dass sie

ganzzahlige Vielfache der Atommasse des Wasserstoffs seien, und schloss: « ... wir können beinahe die *πρωτη υλη* [prote hyle, d. h. Primärmaterie] der Alten als im Wasserstoff verwirklicht ansehen.» Prouts Befund ließ vermuten, dass die Atome schwererer Elemente aus Wasserstoffatomen zusammengesetzt seien. Seine Regel von der Ganzzahligkeit der Atommassen trifft für leichte Elemente recht gut zu. Man fand aber später, dass sie für viele schwere Elemente nicht gilt.

Daltons Gesetze wurden allgemein akzeptiert, nicht aber seine Atomhypothese. Viele nahmen die Gesetze nur als Regeln über die Bildung von Verbindungen aus makroskopischen Substanzmengen, nicht als Hinweis auf die Existenz von Atomen. Doch auch Daltons Anhänger hatten Schwierigkeiten: Verwirrung entstand durch Unkenntnis der *Wertigkeit* oder *Valenz* verschiedener Atome (2 H-Atome können sich mit 1 O-Atom zu einem  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekül verbinden; es gibt aber auch das Molekül  $\text{H}_2\text{O}_2$ , die Verbindung von 2 H-Atomen und 2 O-Atomen) sowie durch die zunächst unbekannte, dann nur langsam akzeptierte Tatsache, dass die verbreiteten Gase Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff aus zweiatomigen Molekülen ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$  und  $\text{O}_2$ ) bestehen. Die Werte der Atommassen und die Formeln von Verbindungen waren deshalb von Labor zu Labor verschieden. Auf dem ersten internationalen wissenschaftlichen Kongress, der 1860 in Karlsruhe von 140 Chemikern besucht wurde, erklärte Cannizzaro, die Schwierigkeiten mit den Atommassen verschwinden, würde nur einem Gesetz über Gase Beachtung geschenkt, das sein italienischer Landsmann Avogadro schon ein halbes Jahrhundert früher postuliert hatte.

## 1.2 Physik der Gase

Bereits 1662 publizierte Boyle sein Gesetz über Gase. Es besagt, dass für eine Gasmenge bei fester Temperatur das Produkt aus Gasvolumen  $V$  und Gasdruck  $p$  konstant bleibt; wird das Volumen des Gases verringert (etwa indem man einen Kolben in den das Gas enthaltenden Zylinder drückt), so steigt der Druck entsprechend. Gay-Lussac untersuchte 1802 die Ausdehnung von

Gasen mit der Temperatur, wobei er den Druck konstant hielt. Er fand die gleiche relative Ausdehnung für alle von ihm untersuchten Gase. Nennt man  $t$  die Temperatur in Grad Celsius und definiert man als *absolute Temperatur* die (in Kelvin [K] gemessene) Größe  $T = t + 273,15^\circ\text{C}$ , dann ist nach Gay-Lussac bei festgehaltenem Druck das Volumen proportional zur absoluten Temperatur,  $V \propto T$ . Zusammen mit dem Boyleschen Gesetz erhält man das heute so genannte Gay-Lussacsche Gesetz  $pV \propto T$ .

Gay-Lussac und von Humboldt machten 1805 in Paris ein Experiment zur Synthese von Wasser. Sie füllten Wasserstoff- und Sauerstoffgas in ein Gefäß und zündeten die Mischung durch einen elektrischen Funken. Bei einem Ausgangsvolumen  $2V$  von Wasserstoff und  $V$  von Sauerstoff blieb nur Wasser übrig. Bei der gleichen Temperatur wie die der Ausgangsgase erfüllte es als Dampf das Volumen  $2V$ .

Avogadro verband dieses einfache Ergebnis mit Daltons Atomhypothese und veröffentlichte 1811 eine kühne Vermutung. Wie er selbst schrieb, war sie «die Annahme, dass [bei gleichem Druck und gleicher Temperatur] die Gesamtzahl der Moleküle in allen Gasen bei gleichem Volumen dieselbe ist». Nennen wir  $N$  die Zahl der Moleküle in  $V$ , so hieß das für das Experiment von Gay-Lussac und von Humboldt, dass  $2N$  Wasserstoffmoleküle zusammen mit  $N$  Sauerstoffmolekülen genau  $2N$  Wassermoleküle ergeben. Avogadro schloss, dass die Moleküle von Wasserstoff und Sauerstoff jeweils 2 Atome haben; die Reaktion hat die Form  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ .

Nach Avogadro ist das Volumen proportional zur Zahl der darin enthaltenen Moleküle. Damit ist auch  $pV \propto NT$  eine Form des Gesetzes von Gay-Lussac. Wir schreiben sie heute als Gleichung in der Form  $pV = Nk_{\text{B}}T$ . Die hier benutzte Proportionalitätskonstante  $k_{\text{B}}$  wurde erst viel später von Planck eingeführt; er nannte sie die *Boltzmann-Konstante*. Die Gleichung  $pV = Nk_{\text{B}}T$  ist die *Zustandsgleichung des idealen Gases*. Sie beschreibt ein *reales Gas* gut im Bereich niedrigen Druckes und hoher Temperatur, in dem die Größe der Moleküle viel kleiner ist als der mittlere Abstand zwischen ihnen.

Eine andere gebräuchliche Form der idealen Gasgleichung lautet  $pV = nRT$ . Hier tritt die Zahl der Moleküle nicht auf.  $R$  ist die aus dem Experiment entnommene *Gaskonstante*, und  $n$  ist die Anzahl der Mole im Volumen. Der Begriff der *Stoffmenge* 1 Mol wurde von Ostwald eingeführt, der erst Anfang des 20. Jahrhunderts als einer der Letzten die Realität der Atome anerkannte. Die auf Dalton zurückgehenden Atom- und Molekülmassen sind, wie erwähnt, reine Zahlen. Multipliziert man eine solche molekulare Massenzahl mit der Masseneinheit 1 Gramm, so erhält man die Stoffmenge 1 Mol. So sind 2 Gramm Wasserstoffgas  $H_2$  ein Mol. Für Anhänger Avogadros enthält 1 Mol eine feste Anzahl an Molekülen, die heute Avogadrosche Zahl oder *Avogadro-Konstante*  $N_A$  heißt. Für Antiatomisten war das Mol nur eine bequeme Art, von einer bestimmten Stoffmenge zu sprechen. Atomisten konnten die Zahl der Moleküle als  $N = nN_A$  schreiben und die Gaskonstante als  $R = k_B N_A$ .

Die schon 1738 von Daniel Bernoulli begründete *kinetische Gastheorie* wurde im 19. Jahrhundert von Clausius und Maxwell sowie insbesondere von Boltzmann vorangetrieben und zur Theorie der *statistischen Physik* weiterentwickelt. Wir skizzieren Begriffe dieser Theorie am Beispiel der Impulsverteilung im idealen Gas. Zu einer festen Zeit hat jedes Molekül bestimmte Werte der 3 Orts- und 3 Impulskoordinaten. Im *Phasenraum*, den man sich aus diesen 6 Koordinaten aufgespannt denkt, ist es durch einen einzigen Punkt gekennzeichnet, der Zustand des Gases aus  $N$  Molekülen also durch  $N$  Punkte. Eine solche Beschreibung des Gases heißt *Mikrozustand*. Eine Grundannahme der Theorie ist, dass, bei festem  $N$  und fester Gesamtenergie, alle Mikrozustände gleich wahrscheinlich sind. Beobachtbar ist aber nur der *Makrozustand* des Gases. Er wird definiert, indem man den Phasenraum in Zellen aufteilt und sich nur für die Anzahl der Moleküle in jeder Zelle interessiert. Die zweite Grundannahme ist nun, dass sich *im Gleichgewicht* gerade der Makrozustand einstellt, der am wahrscheinlichsten ist, d. h. derjenige, der sich durch die größte Anzahl von Mikrozuständen realisieren lässt. Auf diese Weise lassen sich tatsächlich die Eigenschaften des idealen Gases berechnen, und zwar ohne Annahme über

die Wechselwirkung der Moleküle. Zu diesen Eigenschaften gehört, dass Moleküle häufiger kleine Energie haben als große. Ist  $E$  eine Energieform, z. B. die potentielle Energie im Schwerfeld der Erde, so ist die Häufigkeit der Moleküle in einem kleinen Energiebereich um den Wert  $E$  proportional zum *Boltzmann-Faktor*  $e^{-E/k_B T}$ . Eine Konsequenz ist beispielsweise, dass Luft in der Höhe dünner ist als am Erdboden.

Loschmidt veröffentlichte 1866 in Wien eine Arbeit mit dem Titel «Zur Größe der Luftmoleküle». Sie fußte auf der gewachsenen Kenntnis über reale Gase. Er fand «in runder Zahl 1 Millionstel des Millimeters für den Durchmesser eines Luftmoleküles». Das Ergebnis war als ein Mittelwert über die Moleküle von Stickstoff und Sauerstoff zu verstehen, aus denen die Luft besteht. Mit weiteren Überlegungen ließ sich dann die Anzahl der Moleküle pro Volumeneinheit (bei Standardwerten von Druck und Temperatur) bestimmen; Boltzmann nannte sie die *Loschmidtsche Zahl*. Daraus kann direkt die Avogadro-Konstante berechnet werden, die erst später gebräuchlich wurde. Ihr moderner Wert ist  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$  Moleküle pro Mol.

### 1.3 Brownsche Bewegung

Kennzeichen der kinetischen Gastheorie ist der enge Zusammenhang zwischen absoluter Temperatur und der mittleren kinetischen Energie eines Gasmoleküls. Betrachten wir nur die Translation (Geradausbewegung), nicht auch die mögliche Rotation (Drehung) oder Vibration (Schwingung) eines Moleküls, so ist seine mittlere kinetische Energie  $\frac{3}{2}k_B T$ . Van 't Hoff vermutete 1886, dass diese einfache Beziehung auch in Flüssigkeiten und in Lösungen gilt. Dann haben in einer Zuckerlösung Wasser- und Zuckermoleküle die gleiche mittlere Energie. Die Aussage bleibt sogar dann gültig, wenn man die Zuckermoleküle durch viel größere, unter dem Mikroskop sichtbare Objekte ersetzt.

Schon 1827 hatte der Botaniker Brown berichtet, dass Pollen, aber auch kleine Staub- und Rußteilchen in Wasser sich andauernd unregelmäßig bewegen. Die kinetische Energie ei-

nes Körpers der Masse  $m$  und der Geschwindigkeit  $v$  ist  $\frac{1}{2}mv^2$ . Wenn van 't Hoff recht hatte, dann war es einfach, die mittlere Geschwindigkeit dieser Teilchen aus ihrer Masse und der Wassertemperatur zu bestimmen – so schien es wenigstens. Doch die beobachteten Geschwindigkeiten waren viel zu klein. Bald wurde klar, dass die Geschwindigkeit eines Brownschen Teilchens zwischen zwei Stößen mit Wassermolekülen nicht beobachtbar ist. Zusammenstöße der winzigen Wassermoleküle mit den im Vergleich riesigen Staubkörnchen sind einfach zu häufig. Die Theorie des Problems wurde 1905 von Einstein angegeben. Für ein kugelförmiges Brownsches Teilchen berechnete er den mittleren geometrischen Abstand zwischen dem Ausgangspunkt und dem Ort, den es nach Ablauf einer bestimmten Zeit erreicht, und zwar unabhängig von der Form seines Weges. Das Experiment wurde von Perrin in Paris ausgeführt. Entscheidend für das Gelingen war seine Methode, winzige Kügelchen mit genau bekannten Werten von Masse und Durchmesser herzustellen. Die Überschrift dieses Kapitels nimmt den Titel seiner Arbeit von 1909 auf, «Brownsche Bewegung und die Realität der Moleküle». Diese wurde zwar nicht durch die Beobachtung der Moleküle selbst demonstriert, aber doch durch die Beobachtung größerer Objekte, die von ihnen herumgestoßen wurden, und durch das quantitative Verständnis dieses Vorgangs.

## 1.4 Optische Spektren

Es war schon länger bekannt, dass bestimmte Substanzen, in eine Flamme gebracht, diese auf besondere Art färben. Aber erst 1860 schrieben Kirchhoff und Bunsen in Heidelberg eine umfassende Arbeit darüber. Sie wurde durch die Erfindung des *Bunsenbrenners* erleichtert, dessen Flamme selbst nicht leuchtet. Die optischen Spektren enthielten *Linien*, d. h. Licht bestimmter diskreter Wellenlängen, die ganz charakteristisch für die Elemente in der in die Flamme gebrachten Probe waren. Kirchhoff und Bunsen begründeten so die *Spektralanalyse*, in der die Anwesenheit eines Elements nicht mit chemischen Methoden nachgewiesen wird, sondern durch das Lichtspektrum, das es aussendet.



Bald entdeckten sie selbst zwei neue Elemente, nachdem sie bis dahin unbekannte Spektrallinien beobachtet hatten, und nannten sie *Cäsium* und *Rubidium*. Die Namen wählten sie nach den lateinischen Wörtern «caesius» und «rubidus» für himmelblau bzw. dunkelrot, den Farben der stärksten Spektrallinien dieser beiden Elemente. Für Atomisten war klar, dass ein Atom Licht aussenden kann, das kennzeichnend für sein Element ist.

### 1.5 Das Periodensystem der Elemente

Unter den Teilnehmern des Karlsruher Kongresses von 1860 waren Mendelejew und Lothar Meyer, die nacheinander unter Bunsen in Heidelberg gearbeitet hatten und die später unabhängig voneinander das *Periodensystem der Elemente* aufstellten. Beide wollten die empirische Information über die Elemente für ihre Lehrbücher ordnen. Meyer erstellte 1864 in Breslau eine nach aufsteigender Atommasse geordnete Liste von 28 Elementen und fand darin 6 Familien von Elementen mit sich ähnelnden Eigenschaften. Das System, das Mendelejew 1869 in St. Petersburg aufstellte, enthielt alle seinerzeit bekannten Elemente und ausdrücklich Lücken dort, wo die Entdeckung bis dahin unbekannter zu erwarten war. In Meyers erweiterter Arbeit aus dem Jahr 1870 findet sich eine Graphik, in der die Größe der Atome gegen ihre Masse aufgetragen wurde. Sie zeigt eine auffällige Periodizität mit scharfen Maxima für die Alkaliatome Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium und Cäsium. Mit einem der Alkali-Elemente (einschließlich des Wasserstoffs) beginnt jeweils eine neue Periode im System der Elemente, deren Länge mit wachsender Atommasse zunimmt.

### 1.6 Elektrolyse. Das «Atom der Elektrizität»

Taucht man zwei Metallplatten, die *Elektroden*, in eine Lösung, etwa von Silbernitrat ( $\text{AgNO}_3$ ), und verbindet sie mit den Polen einer Batterie, so fließt ein elektrischer Strom durch die Flüssigkeit. Chemische Elemente oder Verbindungen, die für die Lösung charakteristisch sind, treten an den Elektroden auf. In un-

serem Beispiel wird Silber (Ag) an der negativen Elektrode, der *Kathode*, abgelagert. (Der Vorgang an der positiven Elektrode, der *Anode*, ist komplizierter.) Die Gesetze der Elektrolyse, von Faraday schon 1833 in London dem Experiment entnommen, besagen, dass die abgelagerte Masse eines Elements proportional zu dessen Atommasse und zur gesamten, durch die Flüssigkeit transportierten elektrischen Ladung ist, d. h. zum Produkt aus Stärke und Zeit des Stromflusses. Sie ist umgekehrt proportional zur chemischen Wertigkeit, mit dem das Element in der Lösung auftritt. Das bedeutet in moderner Sprechweise: Um 1 Mol eines einwertigen Elements (in unserem Fall Silber) abzuscheiden, wird die Ladung 96 485 Coulomb (C) benötigt; man definiert die *Faraday-Konstante*  $F = 96\,485 \text{ C/mol}$ . Der Fluss von elektrischem Strom in der Lösung war offenbar mit dem Transport von Masse verbunden, der genaue Transportmechanismus blieb aber noch jahrzehntelang umstritten.

Mit der Zeit setzte sich folgende einfache Erklärung durch. In der Lösung dissoziieren die ursprünglich neutralen Moleküle des gelösten Stoffes in entgegengesetzt geladene *Ionen* (unser  $\text{AgNO}_3$  in  $\text{Ag}^+$  und  $\text{NO}_3^-$ ). Ionen eines einwertigen Elements tragen die Ladung  $\pm e$ . Da  $F$  die Ladung pro Mol ist, ist der Wert von  $e$  gleich der Faraday-Konstanten, dividiert durch die Avogadro-Konstante,  $e = F/N_A = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$ . In seiner Faraday-Vorlesung betonte Helmholtz 1881 in Cambridge, dass es nicht nur kleinste Massenmengen, die Atome, sondern auch kleinste Elektrizitätsmengen gebe: Er gab  $e$  den Namen «Atom der Elektrizität». Stoney nannte es 1894 *Elektron*. Wir nennen  $e$  jetzt die *Elementarladung*, weil als Elektron schon bald das erste subatomare Teilchen bezeichnet wurde.

### 1.7 Kathoden- und Röntgenstrahlen. Das Elektron

Gase, normalerweise nichtleitend, können unter bestimmten Bedingungen elektrischen Strom leiten. Blitzschlag in Luft ist ein Beispiel. Wir interessieren uns hier für Entladungen in «verdünnten Gasen», also Gasen bei Drücken, die viel geringer als der Atmosphärendruck sind. Sie wurden schon in den 1830er

Jahren von Faraday wissenschaftlich erschlossen und später insbesondere von Plücker und seinem Schüler Hittorf in Bonn untersucht. Ein Glasgefäß enthielt ein ausgewähltes Gas bei bestimmtem Druck und zwei Elektroden: Kathode und Anode. Zunächst betrachtete man die Entladungen nur mit dem Auge: An der Kathode und an anderen Stellen im Gefäß erschienen *Glimmlichter*. Plücker berichtete auch über ein fluoreszierendes Leuchten der Glaswand. Hittorf beobachtete Strahlen, leicht leuchtende Bahnen, die von der Kathode weg zeigten und die Goldstein 1876 *Kathodenstrahlen* nannte. Hittorf zeigte, dass Kathodenstrahlen, wenn sie auf die Glaswand trafen, dort Plückers Leuchten verursachten. Mit einem Magneten nahe am Gefäß konnte er Strahlen und Leuchtpunkt bewegen und schloss, dass Kathodenstrahlen elektrische Ströme sind. Perrin demonstrierte dann 1895, dass Kathodenstrahlen tatsächlich elektrische Ladung (negativen Vorzeichens) tragen.

Im gleichen Jahr entdeckte Röntgen in Würzburg eine neue, durchdringende Strahlung, die von dem fluoreszierenden Punkt ausging, an dem Kathodenstrahlen auf die Gefäßwand trafen. Er beobachtete sie erstmals, als ein zufällig neben seiner Apparatur liegender Leuchtschirm aufleuchtete, ein mit Bariumplatinocyanür bestrichenes Papier, das er sonst zum Nachweis von ultraviolettem Licht benutzte. Da die Natur dieser Strahlen unbekannt war, gab Röntgen ihnen den Namen *X-Strahlen*; in deutschsprachigen Ländern wurden sie bald *Röntgenstrahlen* genannt. Er fand auch, dass seine Strahlen photographische Platten schwärzen und der Luft eine leichte elektrische Leitfähigkeit verleihen. Die ersten Röntgenbilder, die er Kollegen schickte, riefen großes Aufsehen hervor. Erst 1912 konnten Laue, Friedrich und Knipping in München zeigen, dass X-Strahlen elektromagnetische Wellen sind wie das Licht, allerdings mit sehr viel kürzerer Wellenlänge. Sie erzeugten Beugungsbilder mit einem Kristall anstelle eines auf Glas geritzten Gitters und wiesen damit zugleich nach, dass ein Kristall aus einzelnen, regelmäßig im Raum angeordneten Atomen besteht.

Schließlich wurde 1897 die Natur der Kathodenstrahlen aufgeklärt, und zwar in gleich drei unabhängigen Experimenten:

von Wiechert in Königsberg im Januar, von Kaufmann in Berlin im Mai und von Thomson in Cambridge im August. Alle nahmen an, dass Kathodenstrahlen aus Teilchen der Masse  $m$  und der Ladung  $q$  bestünden. Mit Anordnungen elektrischer und magnetischer Felder, die von Experiment zu Experiment ein wenig variierten, bestimmten sie das Verhältnis  $q/m$ . Wenn man, wie Wiechert schrieb, als «Ladung 1 Elektron», d. h.  $q = -e$  annahm, erhielt man als Masse nur einen kleinen Bruchteil der Masse des Wasserstoffatoms, nämlich  $1/400$ . Kaufmann und Thomson maßen einen noch kleineren Bruchteil,  $1/1000$ ; der moderne Wert ist  $1/1836$ . Es gab keinen zwingenden Grund für die Annahme über die Ladung außer dem, dass  $e$  das Helmholtzsche Atom der Elektrizität war. Thomson bestimmte 1899 die Elementarladung mit einer neuen Methode, unabhängig von Elektrolyse und Gasentladung, und fand ebenfalls (innerhalb seiner Messfehler)  $e$ . Er nannte das neue leichte Teilchen *Korpuskel*; aber bald wurde es allgemein das *Elektron* genannt.