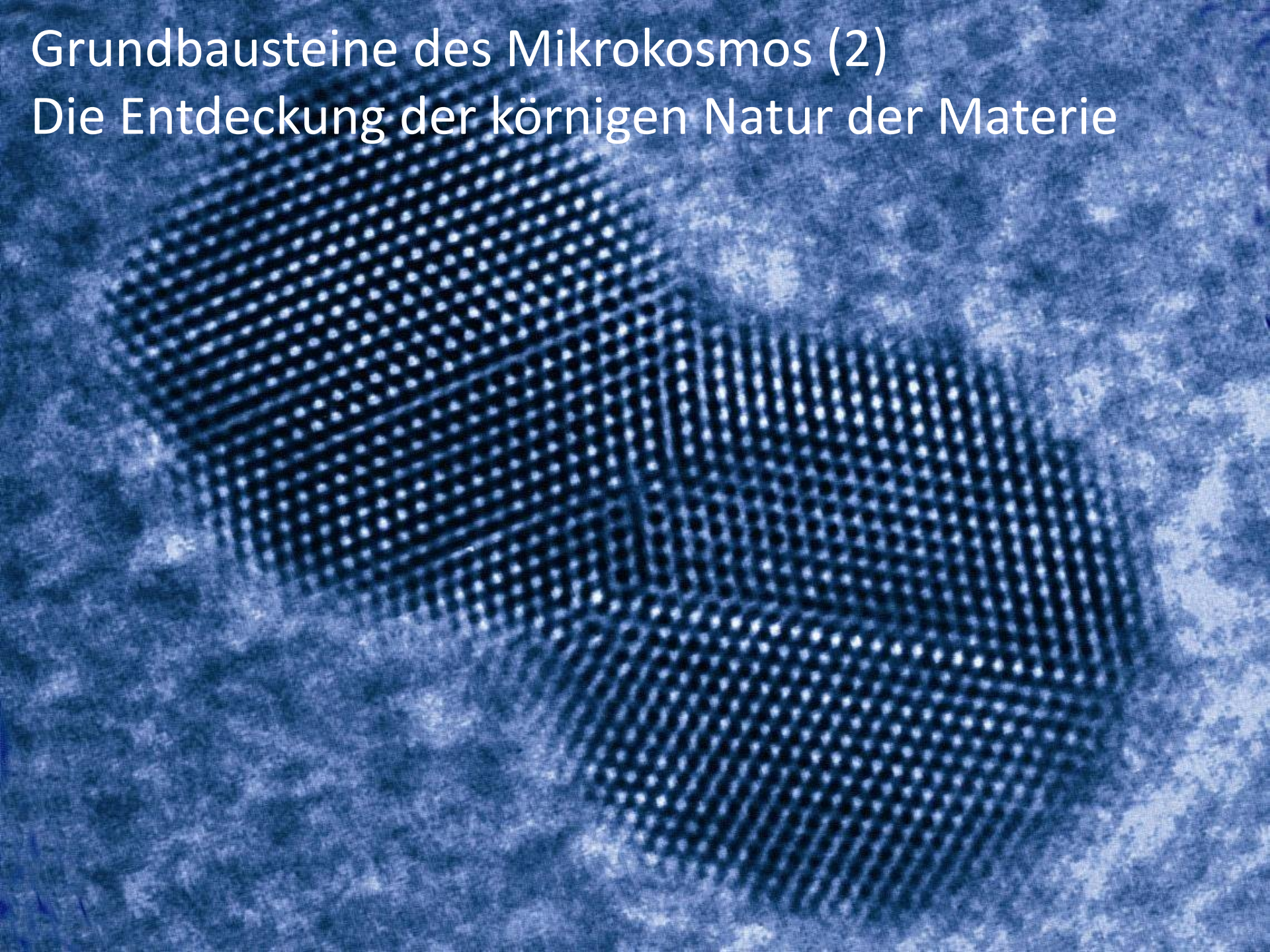
Grundbausteine des Mikrokosmos (2)
Die Entdeckung der körnigen Natur der Materie



Die Entdeckung der „körnigen“ Struktur der Materie ist das Resultat der Chemie und Physik des ausgehenden 19. Jahrhunderts. Die Idee jedoch, daß die Materie letztendlich aus kleinen, unteilbaren Entitäten besteht, läßt sich bis in die griechische Antike zurückverfolgen.

Die frühe griechische Naturphilosophie ...

Die ersten griechischen Naturphilosophen („Mileter“) versuchten die Frage nach dem „Urgrund“ (arche) des Seins und des Werdens zu ergründen.

Thales von Milet (um 624 – 546 v.Chr.): Wasser (fließt, wandelt sich, lebenswichtig)
Anaximander (um 610 – 547 v.Chr.): Apeiron (stofflich unbestimmt, unbegrenzt)
Anaximenes (um 585 – 524 v.Chr.): Luft (Urstoff, aus dem alles entsteht)
Heraklit (um 520 – 460 v.Chr.): „Feuer“ (als Versinnbildlichung des *logos*)
Empedokles (um 495 – 435 v.Chr.): Feuer – Luft – Wasser - Erde

---

Aristoteles (384 – 322 v.Chr): Feuer – Luft – Wasser – Erde - Äther

Die Atomisten ...

Das „Volle“ und das „Leere“ -- begriffliche Trennung zwischen Raum und Materie

Das „Unteilbare“ im leeren Raum ...

Atomismus

Der Ausdruck Atomismus bezeichnet entsprechend seiner griechischen Etymologie (*a-tomos*, das nicht-teilbare) ganz allgemein die Annahme, daß ein Bereich aus kleinsten, fundamentalen, nicht teilbaren oder auf andere Elemente reduzierbaren Elementen besteht.

„Nur scheinbar hat ein Ding eine Farbe, nur scheinbar ist es süß oder bitter; in Wirklichkeit gibt es nur Atome und leeren Raum.“

Demokrit (um 460 – 400 v.Chr.)

Leukippus (5. Jhd. v.Chr.)
Epikur (341 – 270 v.Chr.)

Lucretius Carus
(97 – 50 v.Chr.)

Philosophischer Materialismus

Entstehung des naturwissenschaftlichen Atomismus

Es ist von vornherein nicht möglich zu sagen, ob „Stoff“ eine kontinuierliche Struktur hat (was augenscheinlich erscheint) oder aus kleinen, nicht mehr teilbaren Entitäten aufgebaut ist. Erst Experimente, die im 19. Jahrhundert durchgeführt wurden, zeigten letztendlich den „körnigen“ Charakter der Materie.

Alchemie → Chemie Hans Joachim Becher → Phlogiston-Theorie → Antoine Lavoisier

Paradigmenwechsel

Mit A. Lavoisier (1743-1794) begann die moderne experimentelle Chemie

Joseph Louis Proust (1754-1826):

Gesetz der konstanten Proportionen

„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.“

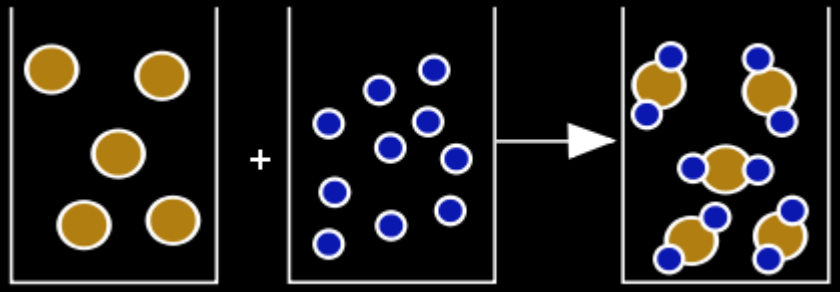
Beispiel: NaCl 39% Natrium + 61% Chlor (100% = Masse NaCl)

Diese Untersuchungen der Bestimmung der Masseverhältnisse bei chemischen Reaktionen wurden von John Dalton (1766-1844) fortgesetzt.

John Dalton und die Entwicklung der chemischen Stöchiometrie

„Bilden zwei Elemente miteinander mehrere Verbindungen, so stehen die Massenverhältnisse, mit denen die Elemente in diesen Verbindungen auftreten, zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.“

1803: Gesetz der multiplen Proportionen



7 g Fe 8 g S 15 g FeS_2

Masseverhältnis: $\frac{7\ g}{8\ g} = \frac{7}{8}$ → Anzahlverhältnis: $\frac{5\ Fe}{10\ S} = \frac{1}{2}$

Das Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen läßt sich mühelos erklären, wenn man von einer atomistischen Natur der Grundsubstanzen („Elemente“) ausgeht.

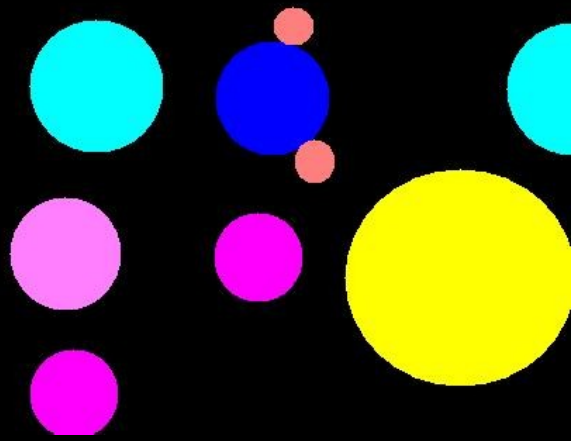
Dalton‘s Atomhypothese

N	14 g	14 g	14 g	14 g	14 g
O	8 g	16 g	24 g	32 g	40 g
	N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5

Dalton‘s Atommodell

1. Alle Materie ist aus kleinsten, harten, unteilbaren Teilchen, den Atomen, aufgebaut.
2. Alle Atome eines gegebenen Elements sind gleich; sie haben identische Größe und Masse.
3. Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in Größe, Masse und ihren Eigenschaften.
4. Atome sind chemisch unzerstörbar. Sie werden in chemischen Reaktionen nicht vernichtet oder erzeugt.
5. Bei chemischen Reaktionen werden Atome neu angeordnet. Sie verbinden sich zu Verbindungen, bilden andere Verbindungen oder lösen sich aus ihren Verbindungen.
6. Während einer chemischen Reaktion läßt sich keine Veränderung der Masse der Reaktionsstoffe beobachten. Die Masse aller Edukte ist gleich der Masse aller Produkte. (Gesetz der Erhaltung der Masse)
7. In einer Verbindung sind stets die gleichen Elemente im gleichen Massenverhältnis vorhanden. (Gesetz der konstanten Proportionen)
8. Entstehende Verbindungen bilden sich aus ganzzahligen Atomverhältnissen. Verändert sich das Atomverhältnis steigt oder sinkt die Gesamtmasse entsprechend der Atommassen der Eingangsstoffe. (Gesetz der multiplen Proportionen)

Fe + S → FeS



Versuche von Gay-Lussac

Joseph Luis Gay-Lussac (1778-1850) untersuchte die Reaktion von Gasen und stellte dabei fest, daß sich die Volumina von Gasen, die an einer chemischen Reaktion beteiligt sind, sich zueinander wie kleine ganze Zahlen verhalten, z.B.

1 Vol Wasserstoff + 1 Vol Chlor → 2 Vol Chlorwasserstoff
3 Vol Wasserstoff + 1 Vol Stickstoff → 2 Vol Ammoniak

Auch dieses Ergebnis läßt sich zwanglos mit Dalton‘s Atomhypothese erklären.

Berzelius entwickelte daraus die Formelschreibweise $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$

1811: Amedeo Avogadro: Grundsubstanzen = Atome , Verbindungen = Moleküle

Hypothese: In jeder Volumeneinheit eines Gases ist jeweils die gleiche Anzahl von Gasteilchen (Atome oder Moleküle) enthalten.

1860: Chemikerkongreß in Karlsruhe -> „Atom“ und „Molekül“ wurde offiziell als chemische Grundbegriffe anerkannt

Auf diese Weise hielt der Atom- und Molekülbegriff Einzug in die Chemie. Durch Versuche konnten die Masseverhältnisse der elementaren Stoffe nach und nach bestimmt werden:

Kohlenstoff ist 12x schwerer als Wasserstoff
Sauerstoff ist 16x schwerer als Wasserstoff
Eisen ist 56x schwerer als Wasserstoff

Relative Atommasse

Definition: Kohlenstoff hat die relative Atommasse 12

Die Anordnung der Elemente nach ihrer relativen Atommasse führte letztendlich zur Entdeckung des Periodensystems der Elemente durch Mendelejew und Meyer (1869)

Stoffmenge: 1 Mol ist die Menge eines Stoffes, die genau so viele Teilchen enthält wie 12 Gramm Kohlenstoff

Molare Masse: relative Atommasse mit der Einheit Gramm

Masse einer beliebigen Stoffmenge = Molanzahl * molare Masse

Leider läßt sich nur die Masse einer Stoffmenge leicht durch wiegen bestimmen.

„Königsfrage“ : Wie viele Teilchen sind in einem Mol enthalten?

oder wie bestimmt man die Masse und die Größe „eines“ Moleküls oder Atoms?

Ausgangspunkt: „Temperatur“ eines Gases ist ein Maß für die mittlere kinetische Energie der Gasteilchen

→ „Kinetische Energie“ ist dem Quadrat der mittleren Geschwindigkeit der Gasteilchen proportional

$$< v > = 2.62 \cdot 10^5 \sqrt{\frac{T}{273\,M}}$$ (Clausius, 1857)

Innere Reibung: $\eta = \frac{\rho\, l\, v}{3}$ $\quad l\,(CO_2) = 5.5 \cdot 10^{-8}\, m$

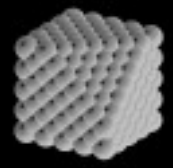
Gas	Molmasse	<v> in m/s
H_2	2	1850
N_2	28	495
O_2	32	465

T= 0° C

Maxwell konnte eine Beziehung zwischen den Moleküldurchmesser d, der Anzahl der Moleküle pro Volumeneinheit n und der mittleren freien Weglänge l herleiten:

$$l = \frac{1}{\sqrt{2}\,\pi\, d^2\, n}$$

Josef Loschmidt hatte die Idee, wie man n bestimmen kann: In Flüssigkeiten liegen die Teilchen dicht an dicht -> Inkompressibilität



$$n_{fl} = \frac{1}{d^3} \qquad \rho = n\, m \qquad \frac{\rho}{\rho_{fl}} = n\, d^3$$

Damit erhält man folgende Beziehung für die Molekülzahl pro Volumeneinheit:

$$n = \frac{(\rho_{fl})^2}{2\sqrt{2}\,\pi^3\, l^3 \rho^3}$$

- Mit einem Thermometer mißt man die Temperatur des Gases und bestimmt mit der Clausius-Formel die mittlere Geschwindigkeit <v> der Gasteilchen
- Über die Viskosität des Gases bestimmt man mit der Maxwell-Formel die mittlere Weglänge der Gasmoleküle
- Und aus der Gasdichte und der Dichte des verflüssigten Gases kann man jetzt die Teilchenzahldichte n ausrechnen

Ergebnis: 1 cm³ enthält etwa $2.6 \cdot 10^{19}$ Teilchen (Normalbedingungen)

Loschmidt-Konstante

Ein mol eines Gases (22.4 dm³) enthalten $6.022 \cdot 10^{23}$ Teilchen

Avogadro-Konstante

Und mit diesen Ergebnissen wurden die „Teilchen“ greifbar:

Die absolute Masse eines Atoms erhält man, wenn man die molare Masse des betreffenden Stoffes durch die Avogadro-Konstante dividiert.

Beispiel Wasserstoff: $m_H = \frac{1\ g}{6.02 \cdot 10^{23}} = 1.66 \cdot 10^{-24}$ g

Beispiel Chlor: $m_{Cl} = \frac{35.5\ g}{6.02 \cdot 10^{23}} = 5.85 \cdot 10^{-23}$ g

Abschätzung der Größe eines Atoms

Annahme, Atome liegen in „dichter Kugelpackung“ vor (z.B. ein Kupferwürfel)

$$d \approx \sqrt[3]{\frac{M_{Cu}}{\rho_{Cu}\ A}} = \sqrt[3]{\frac{63.5\ g\ cm^3}{8.92\ g\ 6.02 \cdot 10^{23}}} = 2.3 \cdot 10^{-8}\ cm = 2.3 \cdot 10^{-10}\ m$$

Atome sind demnach so klein, daß man deshalb vermutete, daß man sie niemals als eigenständige Objekte beobachten kann... Deshalb wurde ihre Existenz auch von manchen Physikern nicht anerkannt (z.B. Ernst Mach)

Ein weiterer raffinierter Versuch, die Avogadro-Konstante zu bestimmen...

Jean Baptiste Perrin (1870-1942)

Grundidee: auch Gasteilchen werden von der Erde angezogen und „fallen“ deshalb nach unten. Aufgrund der Brownschen Bewegung kommt es aber beim „fallen“ zu Zusammenstößen mit anderen Gasteilchen, die um so häufiger auftreten, je höher die Teilchendichte ist. Dadurch stellt sich eine Dichteverteilung derart her, daß sich z.B. die Sauerstoffdichte alle 5 km nach oben etwa um die Hälfte verringert.

Bei Wasserstoff würde sich die Dichte alle 80 km (5*16, weil die Molekülmasse 16 mal geringer ist im Vergleich zu Sauerstoff) halbieren.

$$\frac{m_O}{m_H} = \frac{h_H}{h_O}$$

Um diese Idee umzusetzen und um auf diese Weise die Masse eines Sauerstoffatoms zu bestimmen, baute er im Labor eine „Atmosphäre“ nach, wobei er nicht „Wasserstoffatome“ als Vergleichsteilchen, sondern winzig kleine Gummigutt-Kügelchen mit definierten Durchmesser und definierter Dichte verwendete.

Ergebnisse:

Die Konzentration der Gummigutta-Kügelchen nahm etwa aller $3 \cdot 10^{-5}$ m um die Hälfte ab. Ein Kügelchen hatte die Masse von $7.8 \cdot 10^{-18}$ kg.

$$\frac{m_O}{m_G} = \frac{h_G}{h_O}$$

$$m_O = \frac{m_G \cdot h_G}{h_O} = \frac{7.8 \cdot 10^{-18} kg \; 3 \cdot 10^{-5} \, m}{5 \cdot 10^3 \, m} = 4.68 \cdot 10^{-26} \, kg$$

Dividiert man nun die molare Masse des Sauerstoffs (32 g) durch die Molekülmasse, dann erhält man:

$$\frac{32 \cdot 10^{-3} \, kg}{4.68 \cdot 10^{-26} \, kg} = 6.84 \cdot 10^{23}$$

~ $6.022 \cdot 10^{23}$ / mol Avogadro-Konstante

Brownsche Bewegung

Einstein stellte 1905 eine Beziehung auf, welche die Anzahl der Teilchen in einem Mol mit dem Radius r eines suspendierten Teilchens und desse mittleren (temperaturabhängigen) Verschiebung l herstellt (Normalbedingungen):

$$N = \frac{2.58 \cdot 10^{11}}{r\, l^2}$$

Perrin konnte mit dem Mikroskop eine mittlere Verschiebung von $l = 1.38 \cdot 10^{-4}\ cm$ von Gummigutta-Kügelchen mit einem Radius von $2.12 \cdot 10^{-5}$ cm ermitteln:

$$N = \frac{2.58 \cdot 10^{11}}{2.12 \cdot 10^{-5}\ (1.38 \cdot 10^{-4})^2} = 6.39 \cdot 10^{23}$$ Teilchen/mol

~ $6.022 \cdot 10^{23}$ / mol Avogadro-Konstante

Damit war praktisch experimentell bewiesen, daß die Materie aus kleinsten Teilchen, den Atomen und Molekülen, besteht.

Nächstes Mal: Sind Atome wirklich winzig kleine feste, unteilbare „Murmeln“ ?

Die Aufklärung der Struktur der Atome.