



Atome — Kathoden & Kanalstrahlen

Experimenteller Befund von

Wiechert, Kaufmann & Thomson 1897:

Kathodenstrahlen: Elektrisch negativ geladen. Magnetisch leicht ablenkbar. Erzeugen Leuchtfleck auf dem Glas, von dem auch Röntgenstrahlung ausgeht (Diese Strahlung wurde in einem ähnlichen Experiment 1895 von Röntgen entdeckt).

Kanalstrahlen: Elektrisch positiv geladen. Sie sind nur durch ein relativ starkes Magnetfeld ablenkbar.

Aus der magnetischen Ablenkung kann unter der Annahme der Ladung $-e$ auf die Masse der Teilchen der Kathodenstrahlen geschlossen werden:

$$m_{\text{Elektron}} \approx \frac{1}{2000} m_{\text{H}}$$

Diese Teilchen erhielten den Namen

Elektronen.



Fadenstrahlrohr



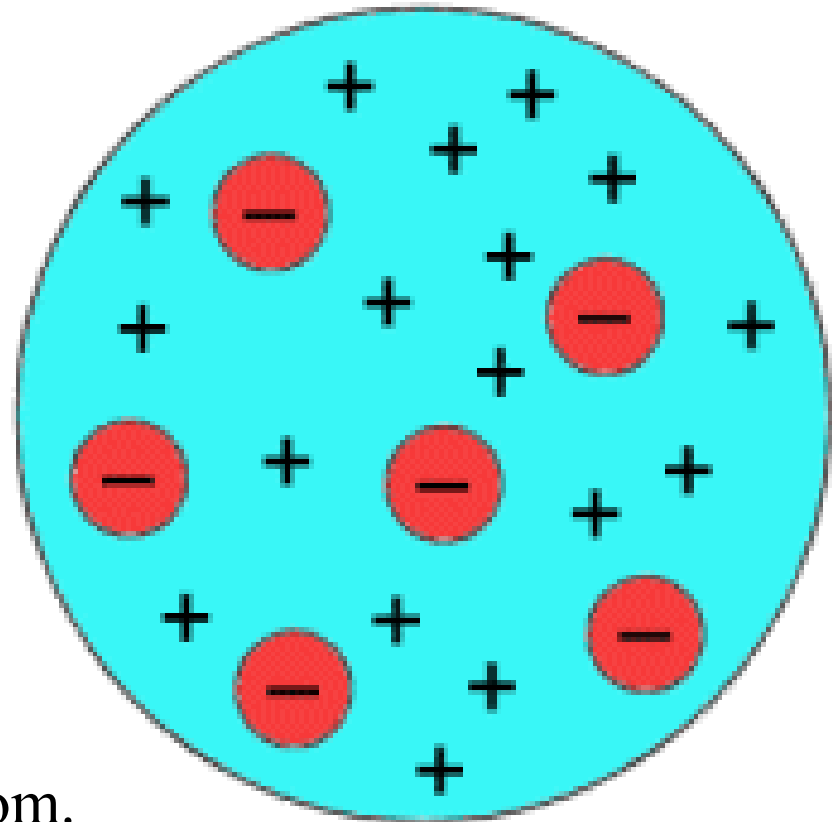
6.2.7 Das Thomson'sche Atommodell (1898)

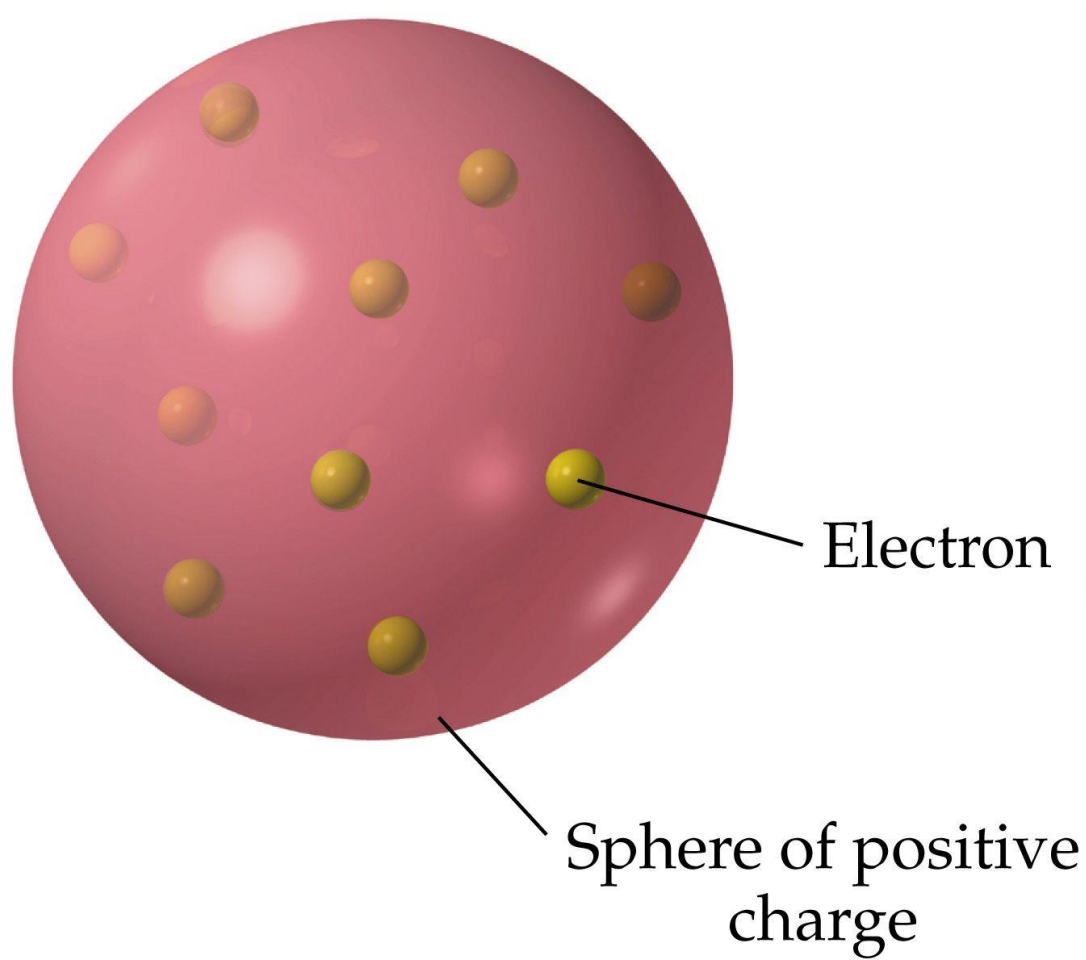
Die Experimente haben gezeigt:

Das Atom kann zerlegt werden. Eines seiner Bausteine ist das **Elektron**. Seine Masse ist nur etwa $1/2000$ der Masse des leichtesten Atoms. Kanalstrahlen sind dann positiv geladene Ionen, d.h. Atome oder Moleküle, denen ein oder mehrere Elektronen fehlen.

Thomson stellte sich daher das Atom als eine Art positiv geladener „Flüssigkeit“ vor, in die die negativen Elektronen eingebettet sind.

In diesem Modell ist die Masse nahezu gleichmäßig im ganzen Atom verteilt. Die Spektrallinien ergeben sich durch „Schwingungen“ der Elektronen im Atom.

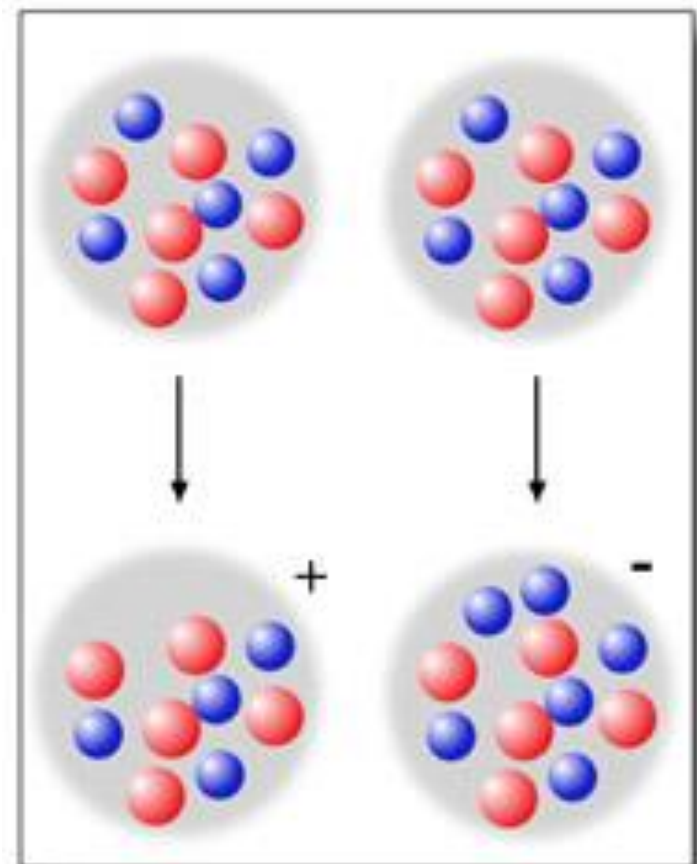


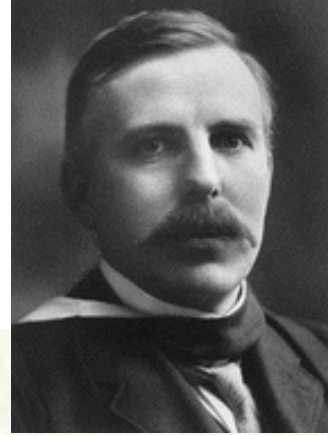


Thomson'sches „Rosinenkuchenmodell“

⇒ ... kann Ionisation erklären.

⇒ ... liefert aber nur eine Spektrallinie !

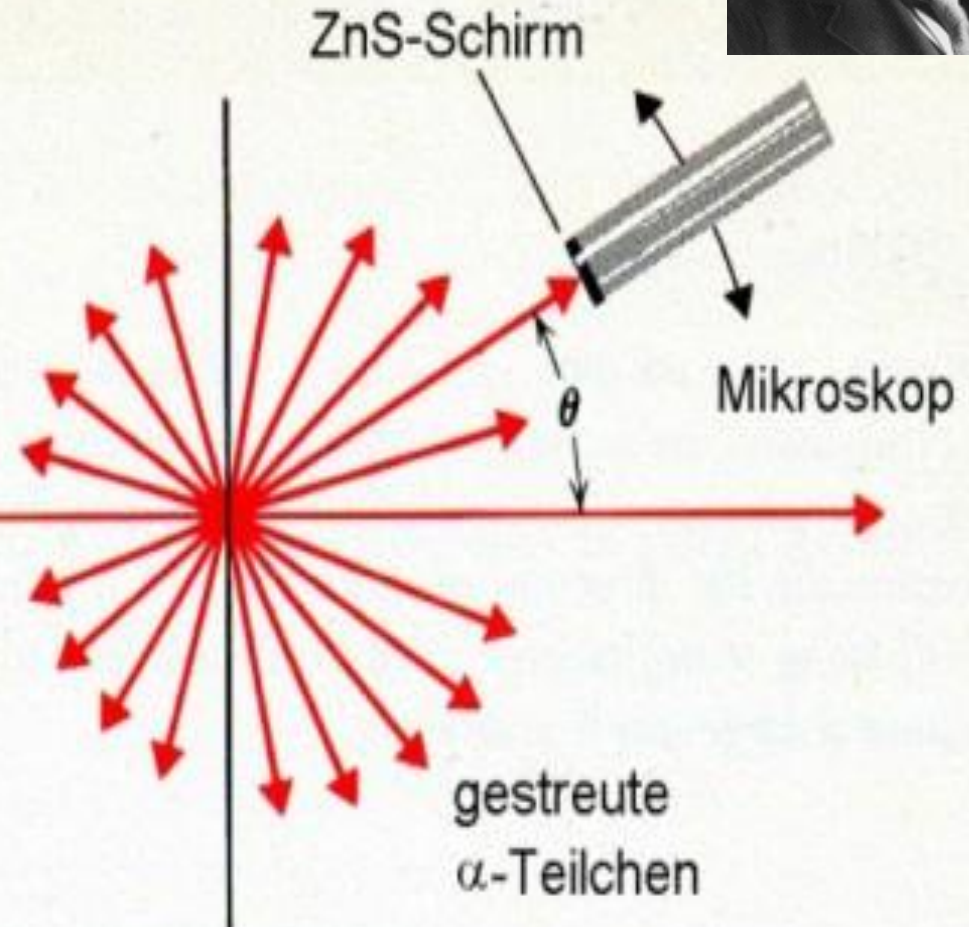
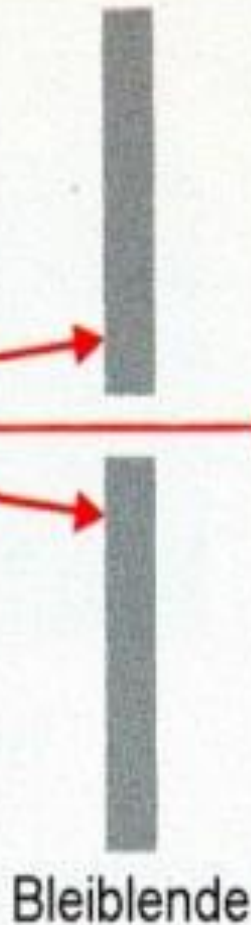




Das Rutherford'sche Streuexperiment

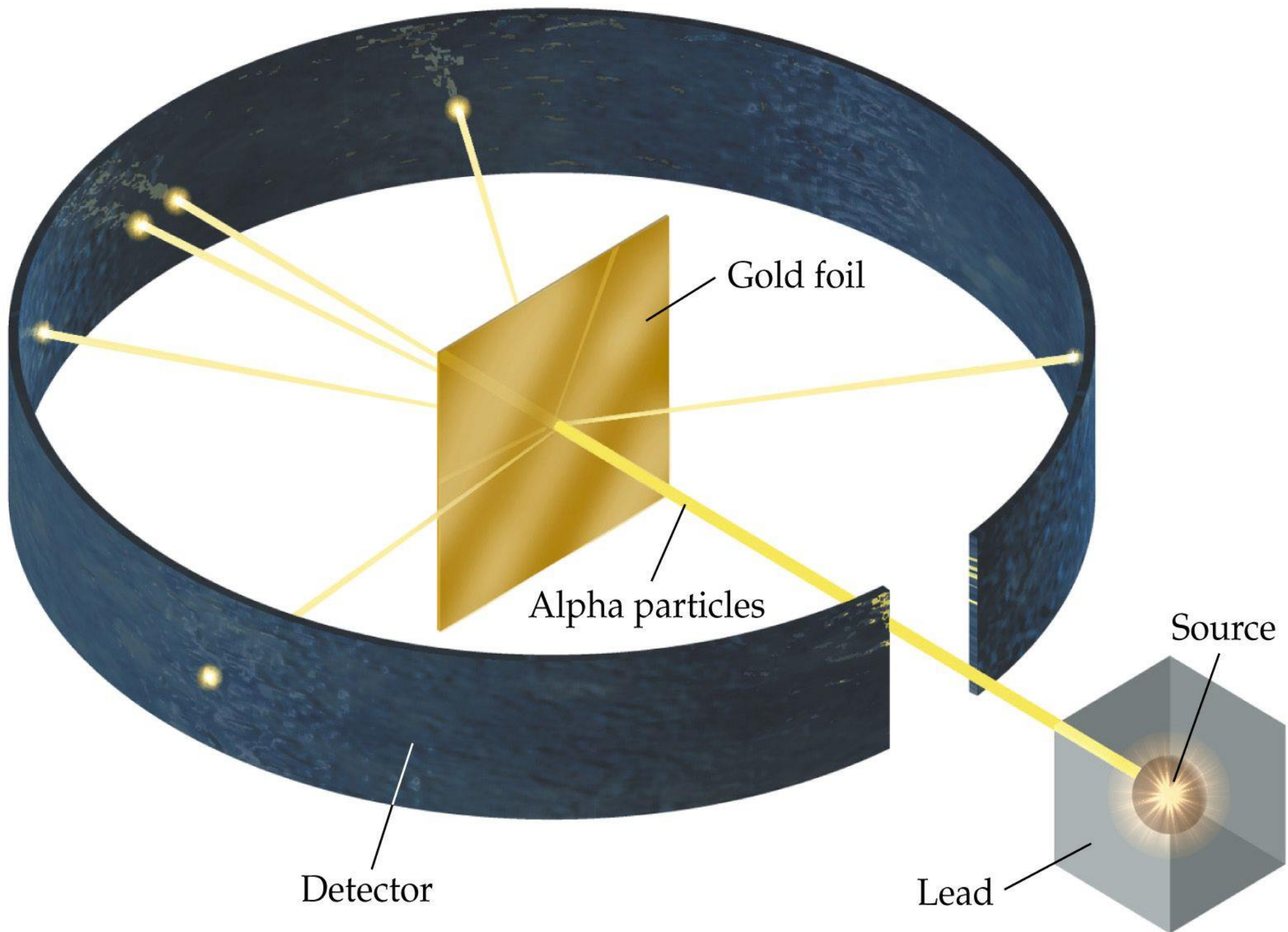
Rutherford führte 1911 das folgende Streuexperiment durch:

radioaktive Quelle
von α -Teilchen
(Helium-Kerne)



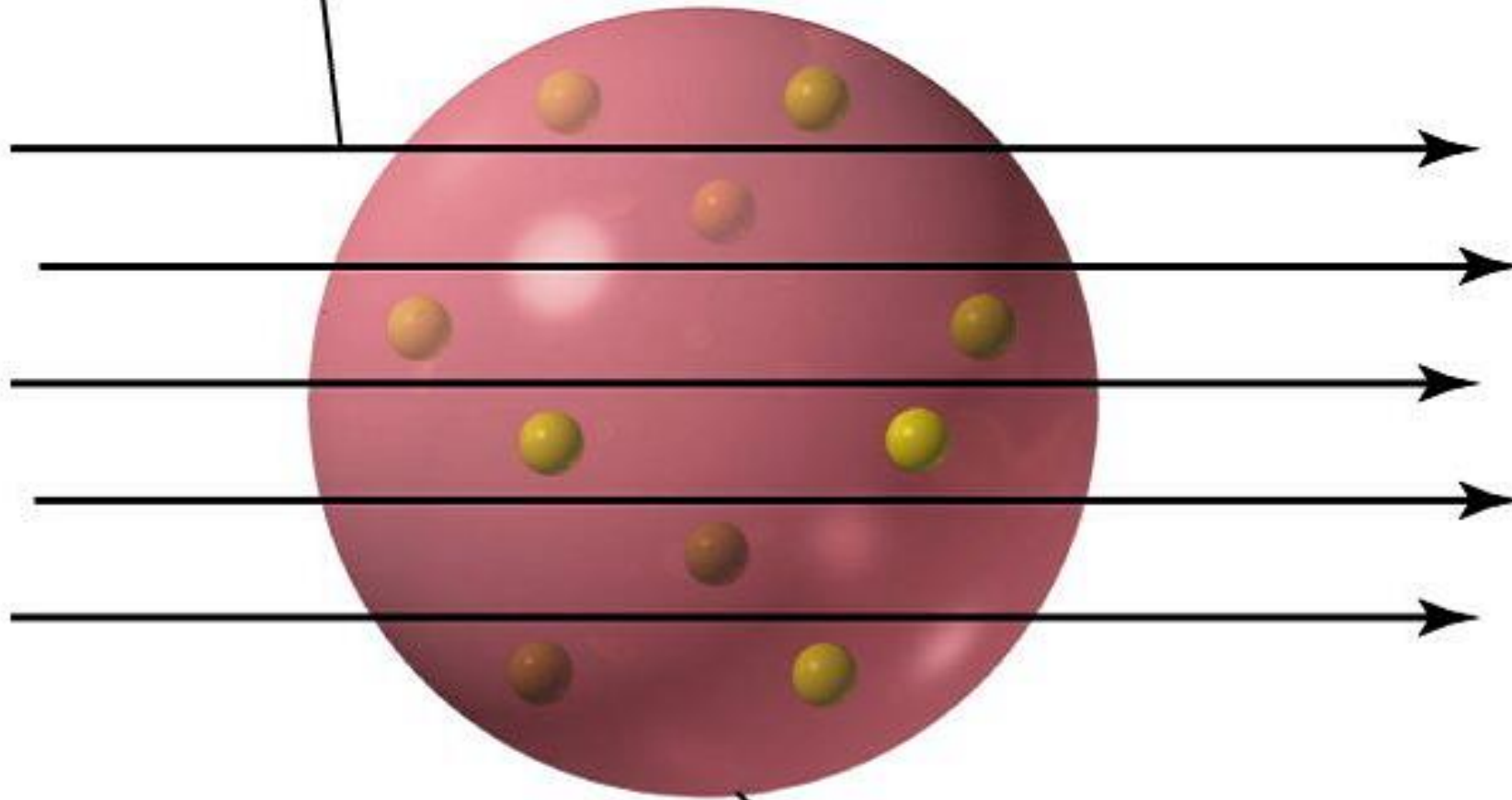
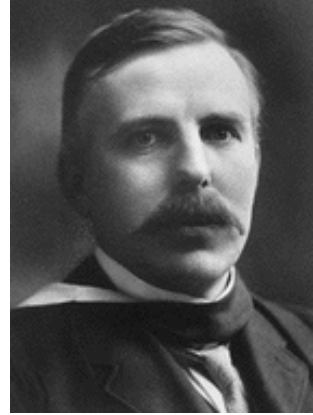
dünne Goldfolie





Alpha-particles

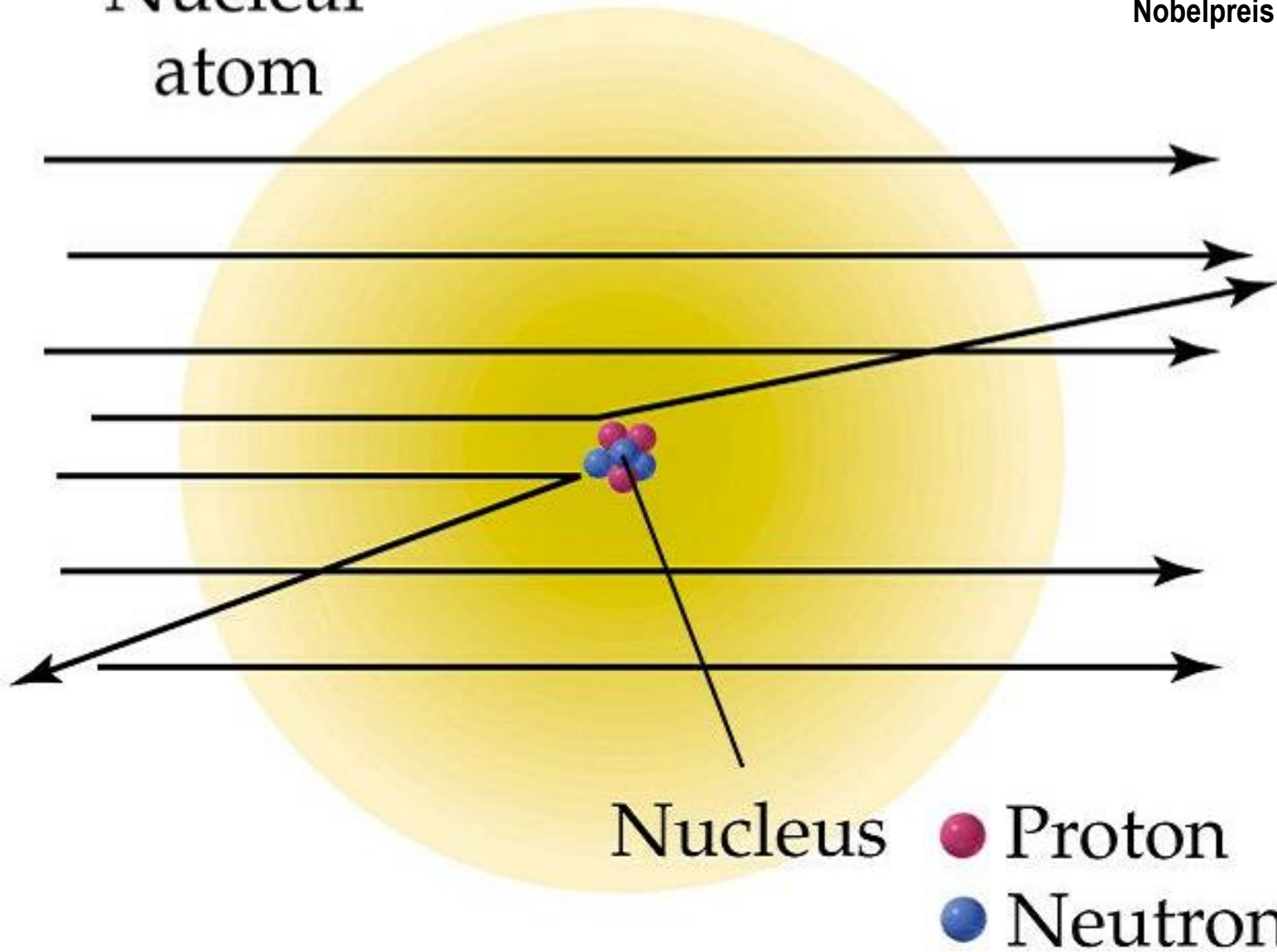
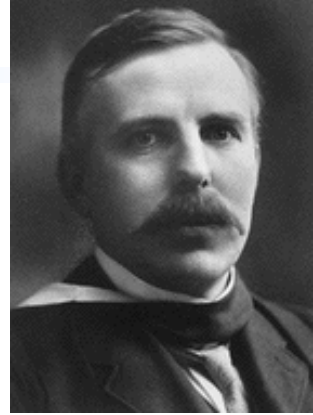
Ernest Rutherford
(1871 – 1937)
Nobelpreis 1908



(a) Rutherford's Expected Result

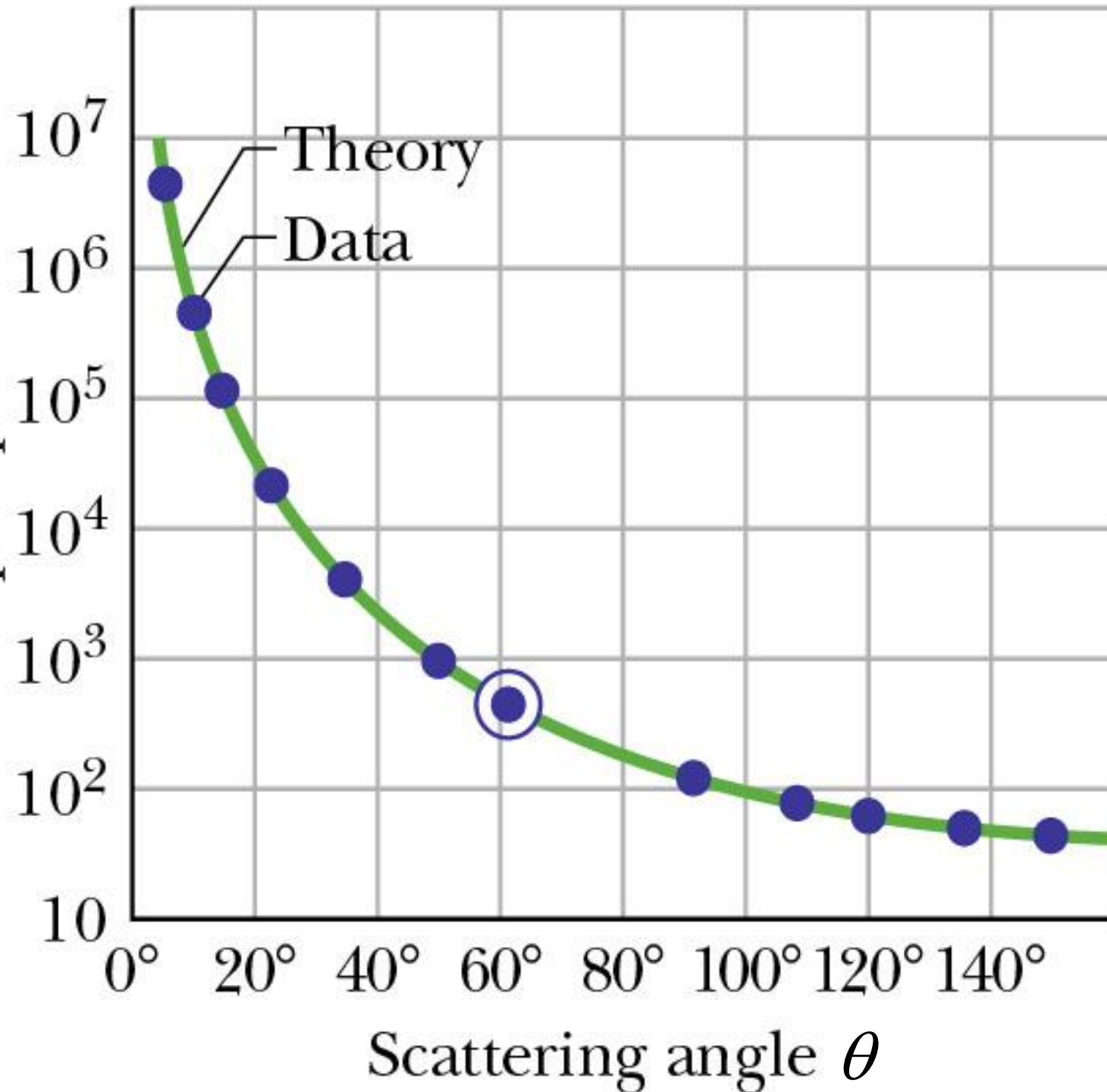
Nuclear
atom

Ernest Rutherford
(1871 – 1937)
Nobelpreis 1908

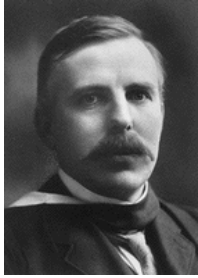


(b) Rutherford's Actual Result

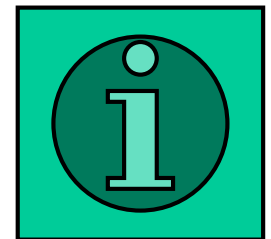
Number of alpha particles detected



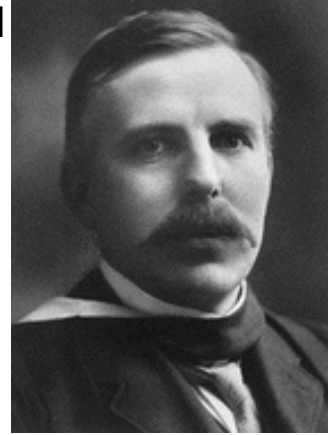
Ernest Rutherford
(1871 – 1937)
Nobelpreis 1908



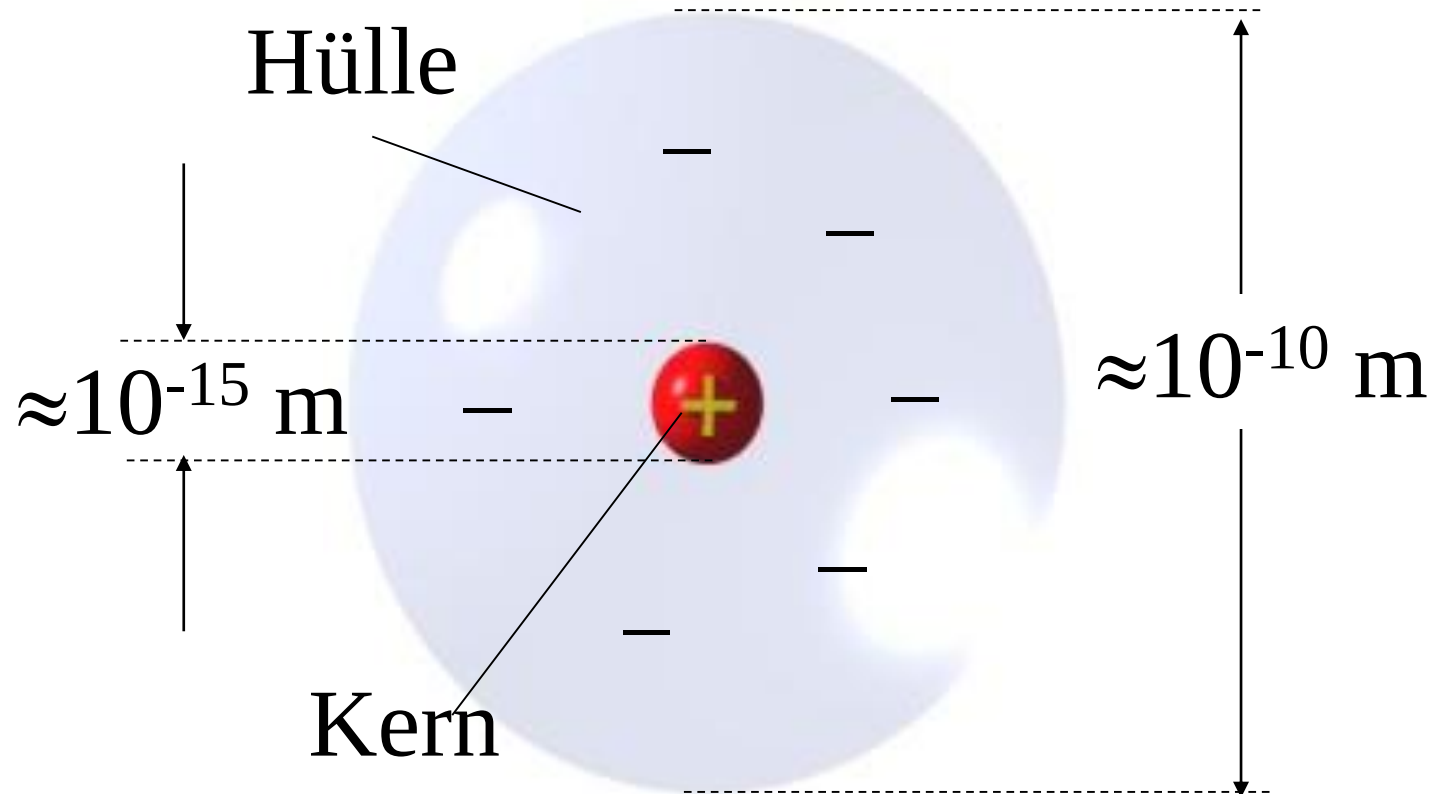
Der Wirkungsquerschnitt sinkt mit zunehmendem Winkel θ sehr schnell ab, aber auch bei großen Winkeln gibt es noch Ereignisse.







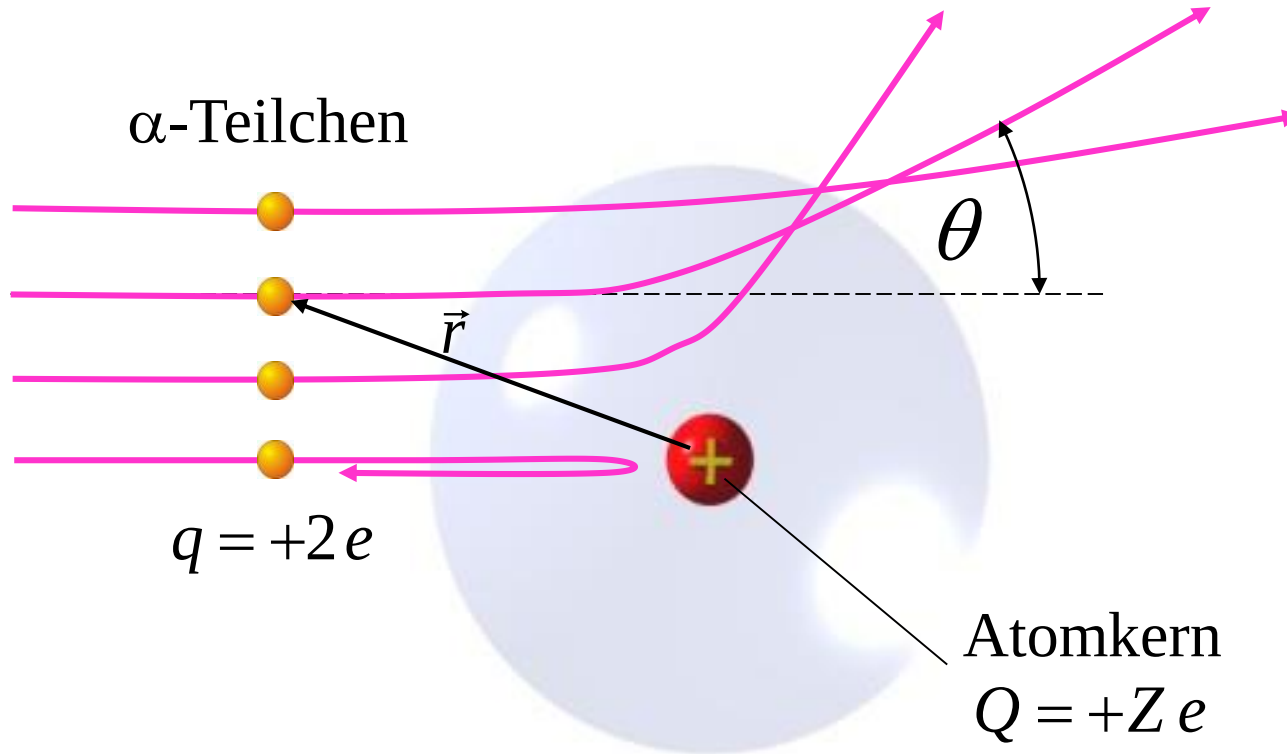
Erklärung des Rutherford'schen Streuexperiments



Rutherford-Hypothese: Die positive Ladung im Atom ist in einem sehr kleinen Kern konzentriert. Um diese Ladung herum bewegen sich die (punktförmigen) negativ geladenen Elektronen.
 $\Rightarrow$ Das Atom ist also im Wesentlichen leer !

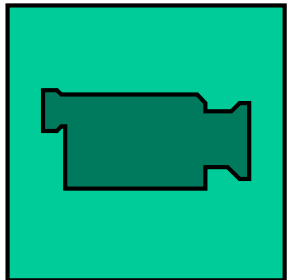


Erklärung des Rutherford'schen Streuexperiments



Zwischen dem Atomkern und einem α -Teilchen wirkt nach dem Coulomb-Gesetz die abstoßende Kraft:

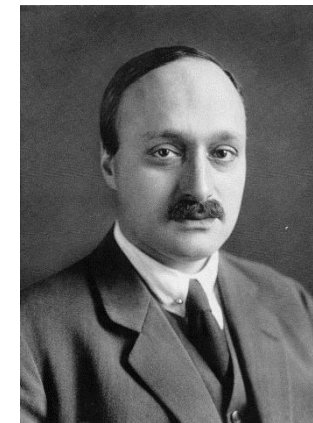
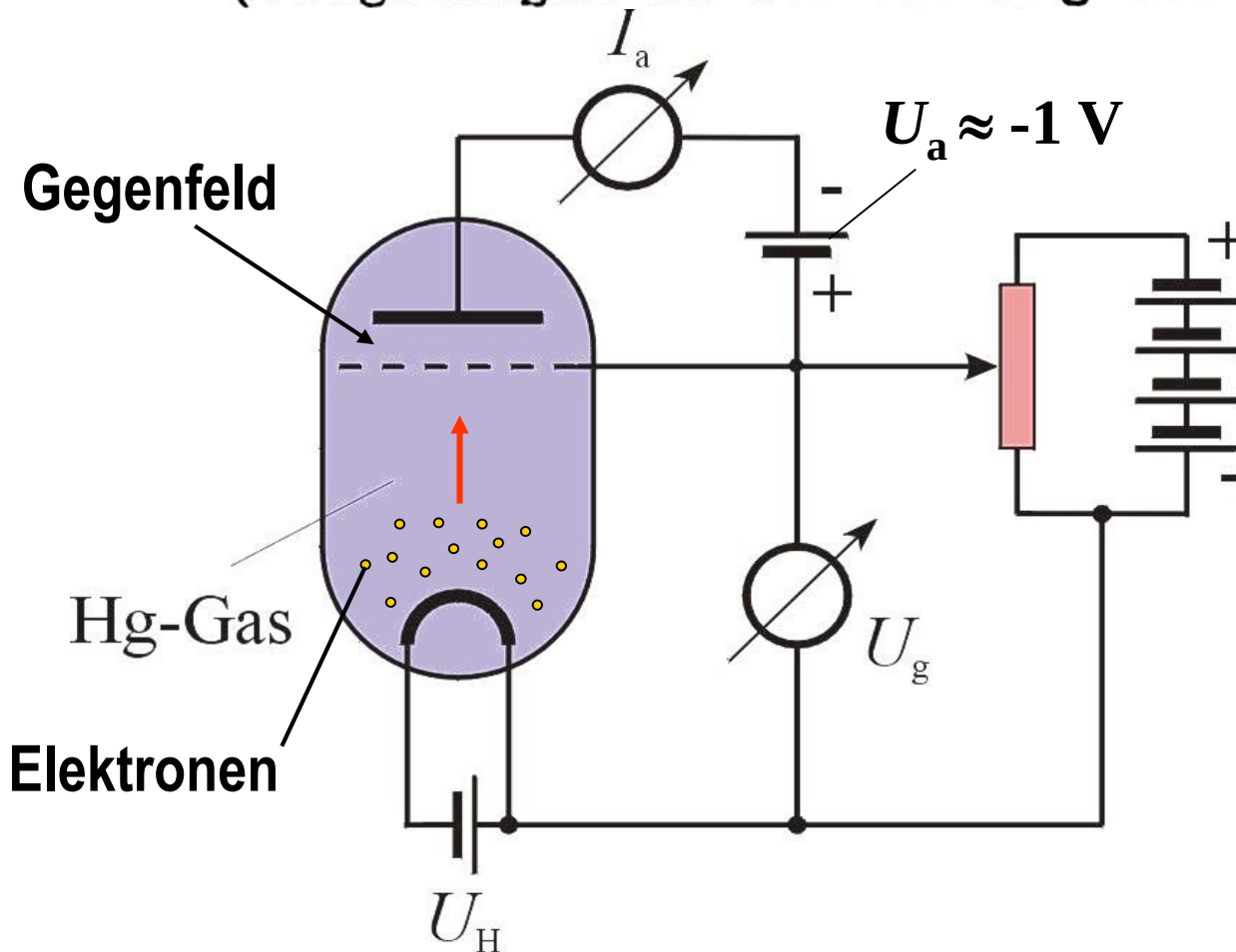
$$\vec{F} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q Q}{r^2} \frac{\vec{r}}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{2e^2 Z}{r^2} \frac{\vec{r}}{r}$$



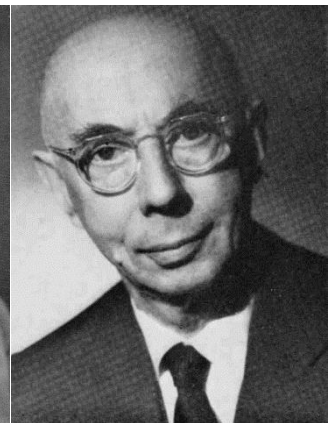
6.2.8 Quantisierung der Energie in Atomen: Der Franck-Hertz Versuch

***Über Zusammenstöße zwischen
Elektronen und den Molekülen des Quecksilberdampfes
und die Ionisierungsspannung desselben;
von J. Franck und G. Hertz.***

(Vorgetragen in der Sitzung vom 24. April 1914.)



James Franck
(1882 – 1964)
Nobelpreis 1925



Gustav Hertz
(1887 – 1975)
Nobelpreis 1925

Zusammenfassung.

1. Es wird gezeigt, daß die Elektronen im Quecksilberdampf elastische Zusammenstöße mit den Molekülen erleiden, bis zu einer kritischen Geschwindigkeit.

2. Es wird ein Verfahren beschrieben, diese kritische Geschwindigkeit auf ein Zehntel Volt genau zu messen. Sie ist gleich der Geschwindigkeit, die Elektronen besitzen, die 4,9 Volt durchlaufen haben.

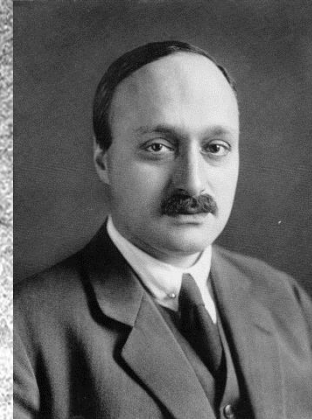
3. Es wird gezeigt, daß die Energie eines 4,9-Voltstrahles genau gleich einem Energiequantum der Quecksilberresonanzlinie $253,6 \mu\mu$ ist.

4. Es werden die Gründe dafür diskutiert, daß bei der Energieabgabe der 4,9-Voltstrahlen an die Quecksilbermoleküle ein Teil der Stöße zur Ionisation führt, so daß 4,9 Volt die Ionisierungsspannung des Quecksilberdampfes wäre. Ein anderer Teil der Stöße scheint Lichterregung hervorzurufen, von der wir vermuten, daß sie in der Emission der Linie $253,6 \mu\mu$ besteht¹⁾.

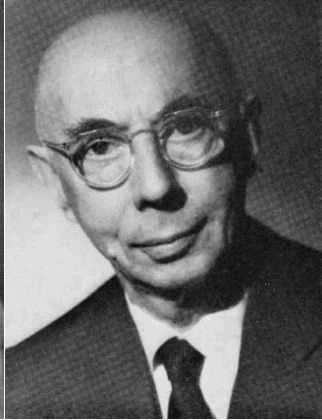
Ein Teil der verwandten Apparate, sowie das benutzte Platin ist aus Mitteln der SOLVAY-Stiftung angeschafft, wofür wir unseren besten Dank auszusprechen haben.

Berlin, den 5. Mai 1914. Physik. Institut der Universität.

¹⁾ Anmerkung bei der Korrektur (16. Mai): Wir haben unterdes Versuche angestellt, um die Anregung der Linie $253,6 \mu\mu$ durch 4,9 Volt-Strahlen nachzuweisen, die in der Tat ein positives Resultat ergaben; wir werden darüber im nächsten Heft der Verhandlungen berichten.



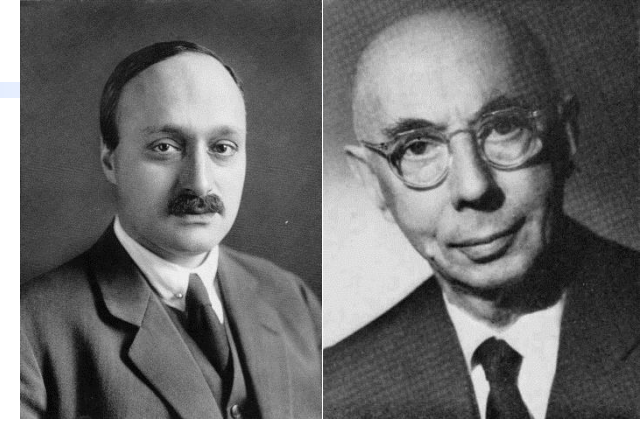
James Franck
(1882 – 1964)
Nobelpreis 1925



Gustav Hertz
(1887 – 1975)
Nobelpreis 1925

Der Franck- Hertz Versuch

Versuch: Der Franck-Hertz Versuch

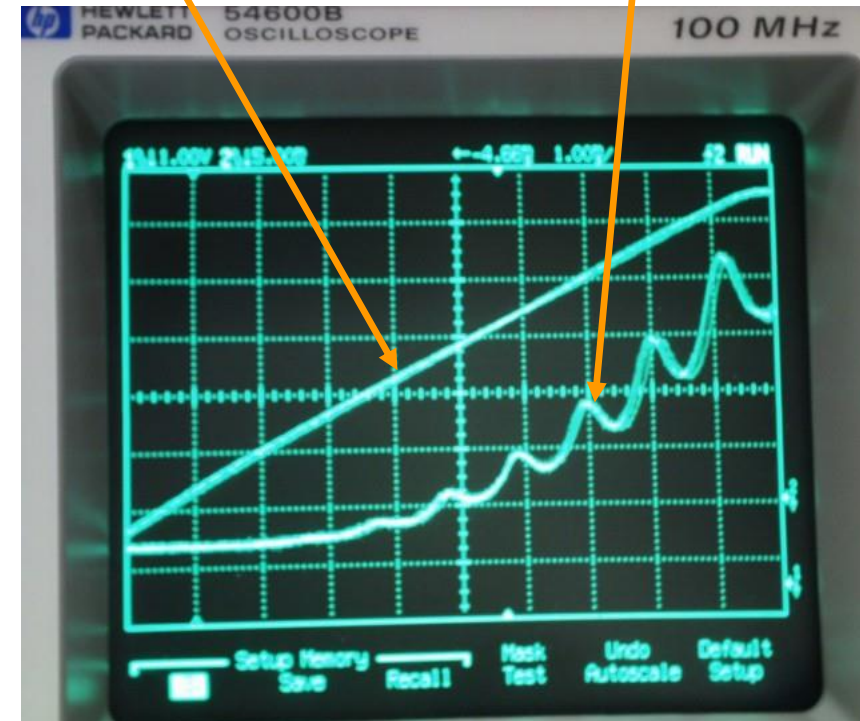


James Franck
(1882 – 1964)
Nobelpreis 1925

Gustav Hertz
(1887 – 1975)
Nobelpreis 1925

Beschleunigungs-
spannung

Anodenstrom



Netzgerät

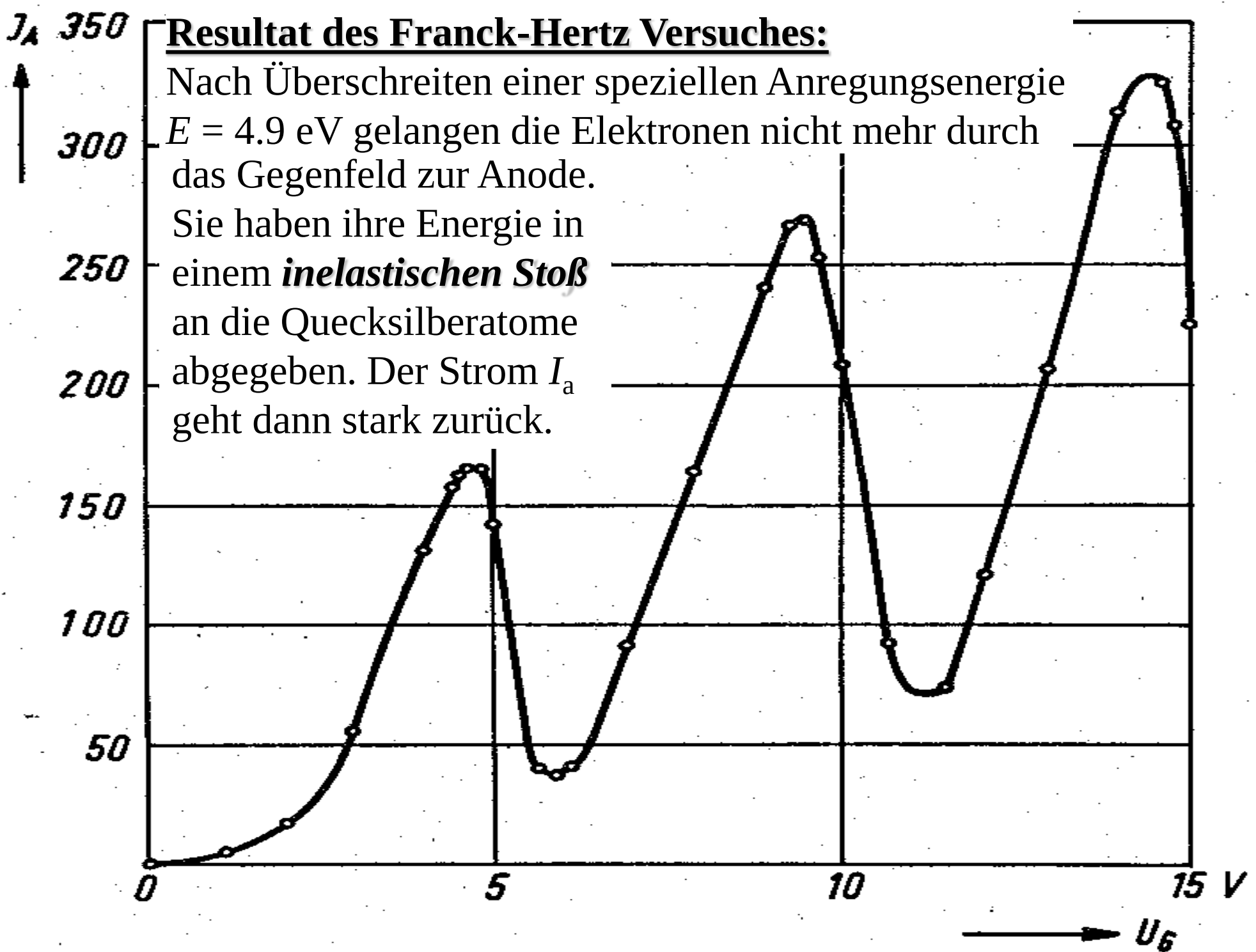
Röhre mit
Ofen

Oszillograf
zur Messung
des Anoden-
stroms

Resultat des Franck-Hertz Versuches:

Nach Überschreiten einer speziellen Anregungsenergie $E = 4.9 \text{ eV}$ gelangen die Elektronen nicht mehr durch das Gegenfeld zur Anode.

Sie haben ihre Energie in einem ***inelastischen Stoß*** an die Quecksilberatome abgegeben. Der Strom I_a geht dann stark zurück.



Über die Erregung der Quecksilberresonanzlinie 253,6 $\mu\mu$ durch Elektronenstöße; von J. Franck und G. Hertz.

(Eingegangen am 21. Mai 1914.)

Zusammenfassung.

Die Ergebnisse unserer beiden Arbeiten über die Zusammenstöße zwischen Elektronen und Quecksilberatomen lassen sich folgendermaßen zusammenfassen:

1. Die Elektronen werden an den Quecksilberatomen ohne Energieverlust reflektiert, solange ihre kinetische Energie kleiner ist, als der Betrag $h\nu$, wobei ν die der Resonanzlinie entsprechende Frequenz ist.

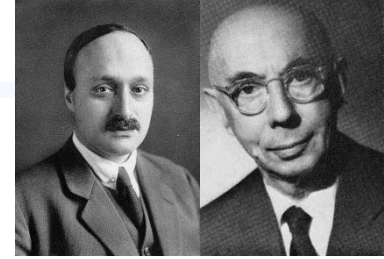
2. Sobald die kinetische Energie eines Elektrons den Wert $h\nu$ erreicht hat, wird bei einem der nächsten Zusammenstöße dieses Energiequantum an das im Atom befindliche Spektrum der Frequenz ν übertragen.

3. Die übertragene Energie wird zum Teil zur Ionisation benutzt, zum Teil als Lichtstrahlung der Frequenz ν ausgestrahlt.

4. Die Größe h ergibt sich aus diesen Versuchen zu $6,59 \cdot 10^{-27}$ erg sec mit einem möglichen Fehler von 2 Proz.

Ein Teil der benutzten Apparate ist aus Mitteln der Solvay-Stiftung angeschafft, wofür wir bestens zu danken haben.

Berlin, Physikalisches Institut der Universität, 18. Mai 1914.

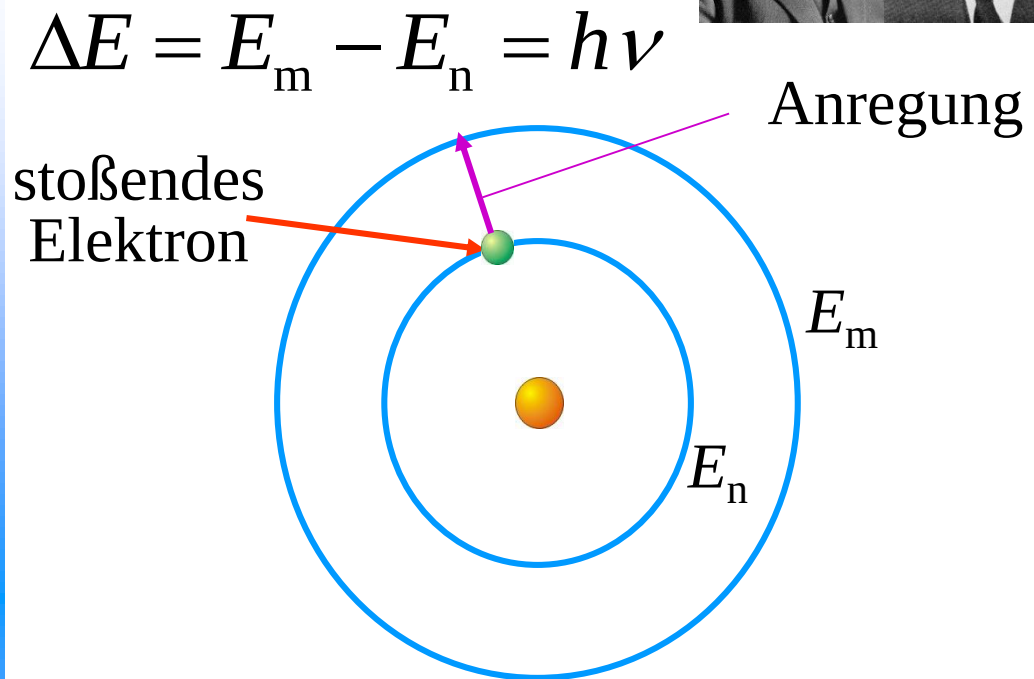


Interpretation des Franck-Hertz Versuchs

Atome können offensichtlich nur *diskrete Energien* aufnehmen. Ein durch eine Spannung U_g beschleunigtes Elektron macht daher in einem Gas nur elastische Stöße, solange seine kinetische Energie kleiner ist als eine spezielle Anregungsenergie ΔE des Atoms, also:

$$E_{\text{kin}} = eU_g < \Delta E$$

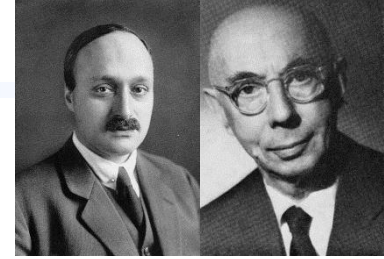
Überschreitet E_{kin} aber die Anregungsenergie ΔE des Atoms, dann wird ein inelastischer Stoß ausgeführt: Das Atom wird angeregt. Dabei gibt das Elektron seine Energie ab.



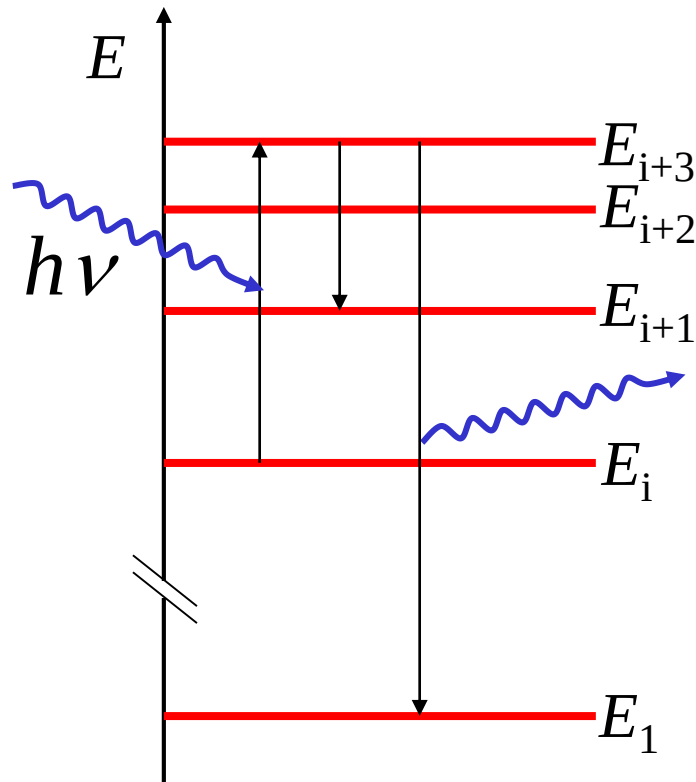
Das Elektron hat die Restenergie

$$E_{\text{Rest}} = eU_g - \Delta E$$

Ist diese Restenergie kleiner als 1 eV, kann das Elektron eine Gegen-spannung von $U_a \approx 1 \text{ V}$ nicht mehr überwinden.



Die prinzipielle Deutung dieser Beobachtung ist, dass es in Atomen **diskrete Energiezustände** gibt, d.h. Energieübergänge können nur in festgelegten Portionen („Quanten“) erfolgen. $\Rightarrow$ **Quantenmechanik**



Zwischen den Energieniveaus sind nicht alle Übergänge möglich. Es gibt spezielle Auswahlregeln.

In der klassischen Mechanik sind in einem System alle Energien möglich
Beispiele: Planetenbahnen, potentielle und kinetische Energie von Massen, Bewegung von Molekülen im Gas (kin. Gastheorie) usw.

Frage: Wie können diese Befunde erklärt werden? Wie kommt es insbesondere zu den diskreten Energien?



Diskrete Spektrallinien = Diskrete Energiezustände

Bei besserer Auflösung zwei gelbe Linien

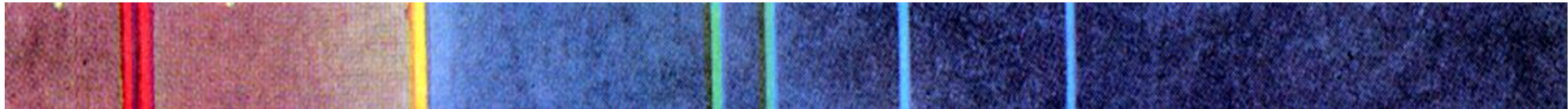
Natrium



Wasserstoff



Helium

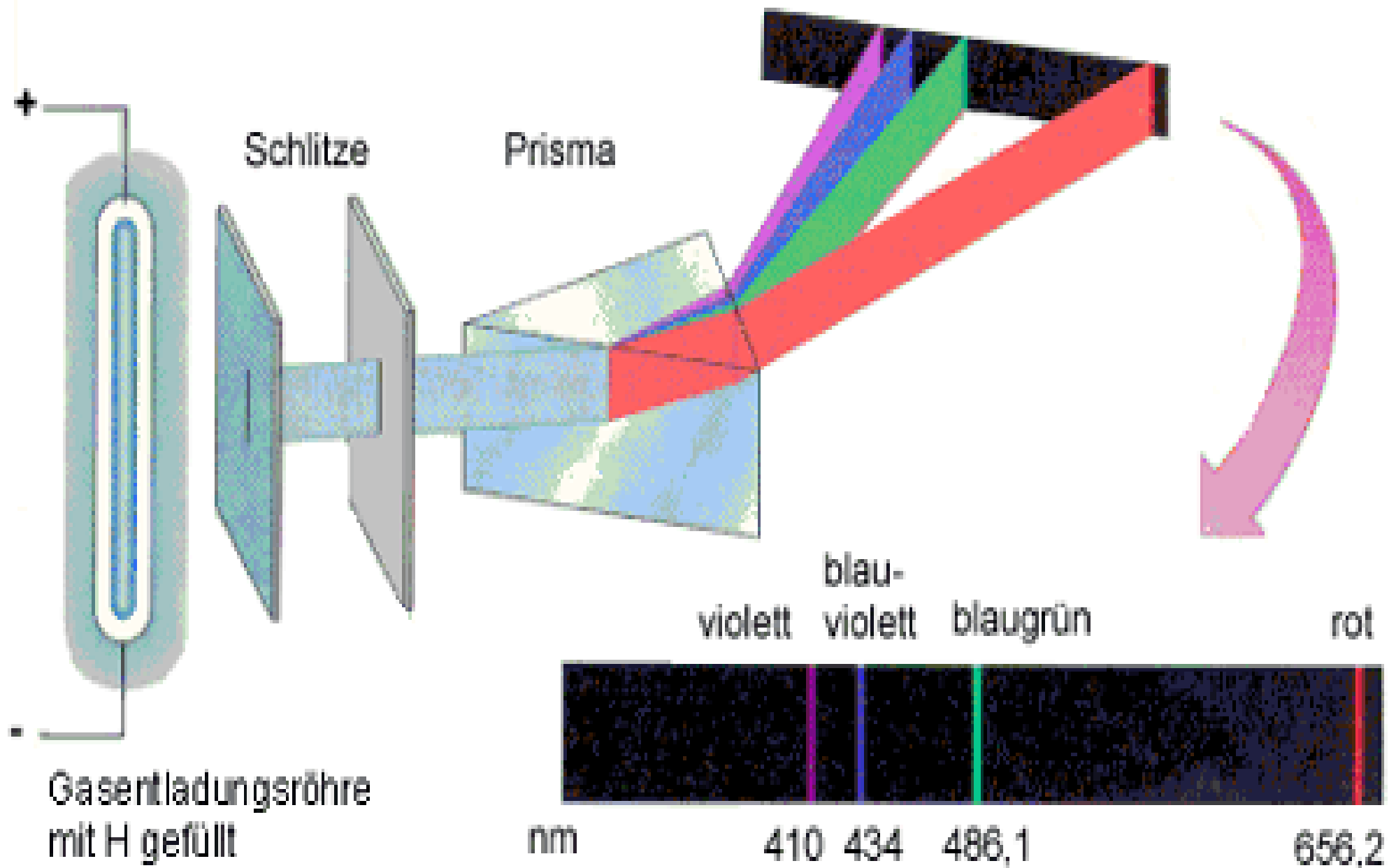


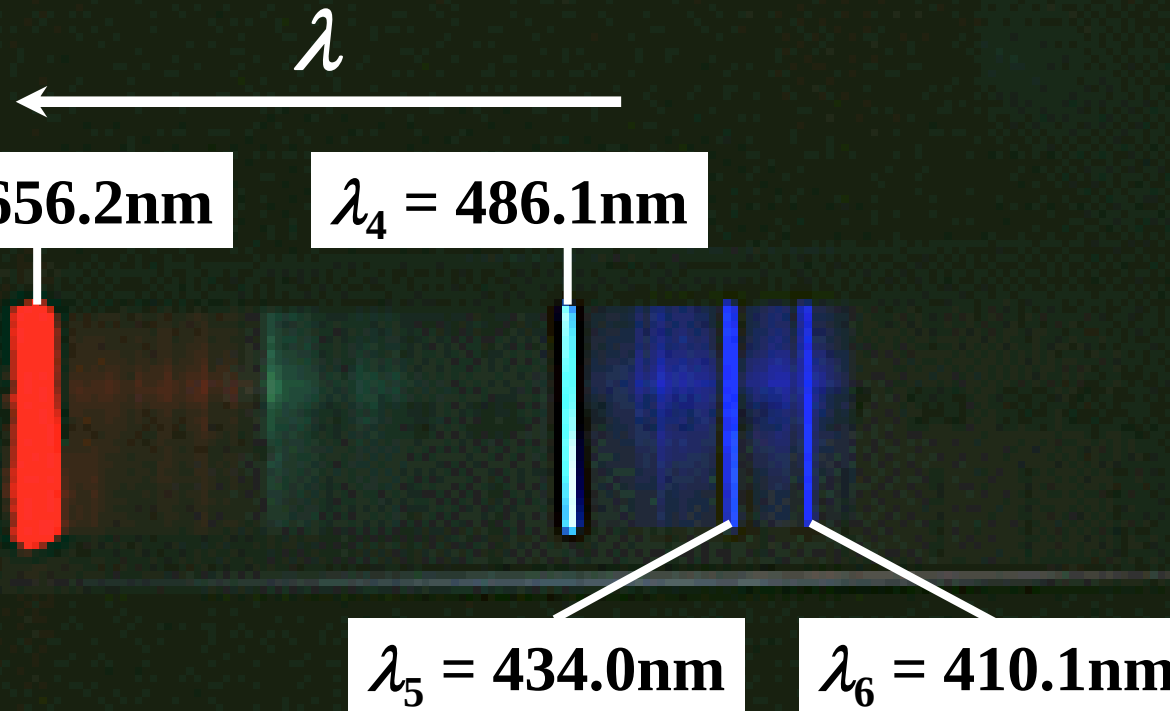
Neon



**Wie findet die Abstrahlung und Absorption
von Licht durch Atome statt ?**

Erzeugung des Wasserstoffspektrums





Johann Jacob Balmer
(1825 – 1898)

Die Balmer-Formel

Balmer stellte 1885 fest, dass die Wellenlängen der vier Spektrallinien durch die folgende Formel zusammengefasst werden können:

$$\frac{1}{\lambda_m} = R_{\text{H}} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{m^2} \right), \quad m = 3, 4, 5, 6$$

mit $R_{\text{H}} = 109678\text{cm}^{-1}$ – Rydberg-Konstante

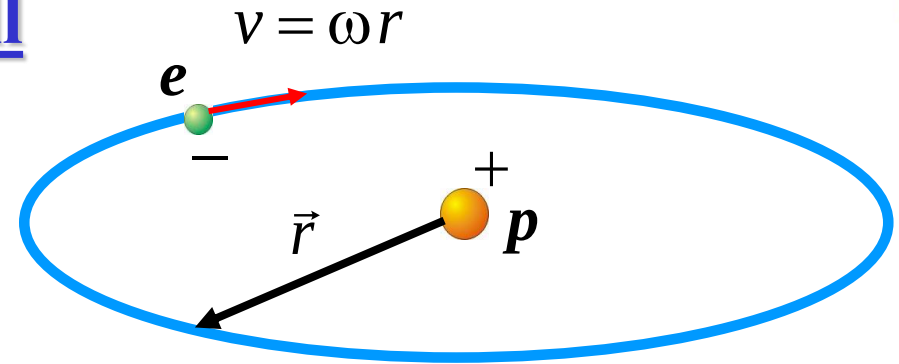


6.2.9 Das Bohr'sche Atommodell



Niels Bohr
(1885 – 1962)
Nobelpreis 1922

Im Jahre 1913 stellte Niels Bohr ein Modell des Wasserstoffatoms vor. Danach umkreist ein Elektron $-e$ auf einer geschlossenen Bahn den positiv geladenen Kern der Ladung $p = +e$ (Proton).



Die Coulomb-Kraft zwischen dem Proton und dem Elektron ist:

$$\vec{F}_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} \frac{\vec{r}}{r}$$

Für die Zentripetalkraft gilt:

$$\vec{F}_z = m_e \omega^2 \vec{r} = m_e \omega^2 r \frac{\vec{r}}{r}$$

Im Gleichgewicht ist dann:

$$m_e r \omega^2 = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$



Mit

$$\omega = \frac{v}{r}$$

folgt:

$$m_e \frac{v^2}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r^2} \quad \left| \cdot \frac{r}{2} \right.$$

$$\Rightarrow \underbrace{\frac{1}{2} m_e v^2}_{= E_{\text{kin}}} = \frac{1}{2} \underbrace{\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r}}_{= -E_{\text{pot}}}$$

Damit folgt das aus der klassischen Mechanik für ein Potential $V = \alpha r^{-1}$ bekannte Ergebnis:

$$E_{\text{kin}} = -\frac{1}{2} E_{\text{pot}}$$

Für die Gesamtenergie gilt dann:

$$E_{\text{ges}} = E_{\text{kin}} + E_{\text{pot}}$$

$$= -\frac{1}{2} E_{\text{pot}} + E_{\text{pot}} = \frac{1}{2} E_{\text{pot}}$$

$$\Rightarrow E_{\text{ges}}(r) = -\frac{1}{2} \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \frac{1}{r}$$

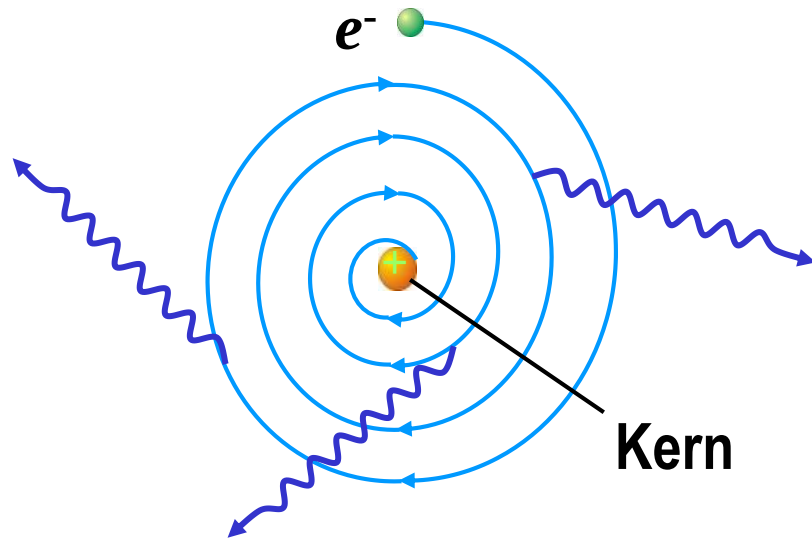
Nach dieser Beziehung sollte jeder Bahnradius r und damit auch jede Energie möglich sein. Diskrete Spektrallinien und Energiezustände können so nicht erklärt werden. Ein weiteres Problem ist nach der klassischen Elektrodynamik die unvermeidliche **Abstrahlung elektromagnetischer Wellen** beschleunigter Ladungen ($\Rightarrow$ Abschnitt 4.7.6).



Eine beschleunigte Ladung strahlt die Leistung

$$P_{\text{str}} \propto \left| \ddot{\vec{p}} \right|^2 \propto \left| \ddot{\vec{r}} \right|^2$$

ab. Da das Elektron ständig Energie abstrahlt, müßte es nach der klassischen Elektrodynamik innerhalb einer Zeit von etwa $\tau \approx 10^{-16} \text{ s}$ in den Kern stürzen !



Dabei müßte es ein kontinuierliches Spektrum aussenden.

Bohr'sche Postulate 1913:

1. Elektronen können sich nur auf bestimmten Kreisbahnen **ohne Abstrahlungsverluste** bewegen. Zu jeder dieser Bahnen gehört eine **diskrete** Energie E_n .
2. Beim Übergang von der Bahn n auf die Bahn m wird ein **Photon** emittiert (oder absorbiert) mit der Energie:

$$\Delta E = h\nu = E_m - E_n$$

3. Es sind nur solche stationären Bahnen erlaubt, bei denen für den Bahndrehimpuls L gilt:

$$L = n \cdot \frac{h}{2\pi} = n \cdot \hbar, \quad n = 1, 2, \dots$$

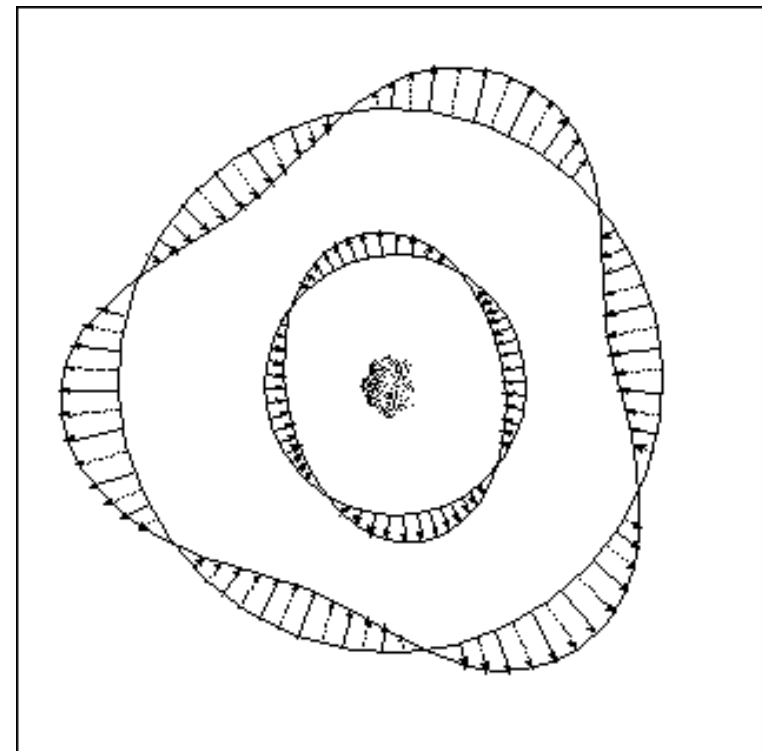
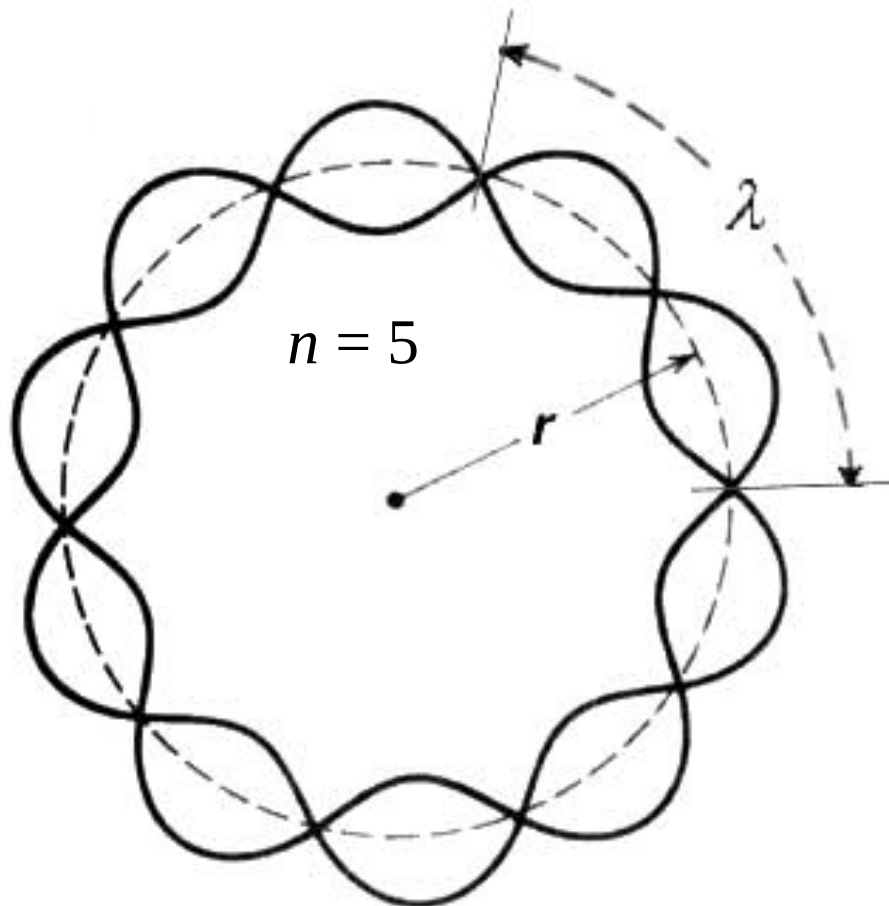


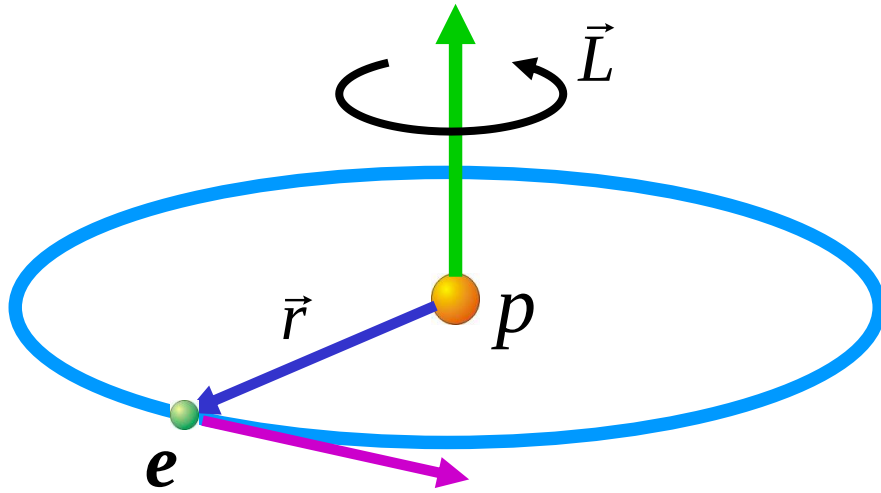
Anschauliche Deutung des dritten Bohr'schen Postulates:

$$L = |\vec{r} \times \vec{p}| = r p = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow \frac{2\pi r}{n} = \frac{h}{p} = \lambda_{\text{de Broglie}}$$

($\Rightarrow$ siehe nächster Abschnitt !)

$$\Rightarrow U_{\text{Bahn}} = 2\pi r = n \lambda_{\text{de Broglie}} \Rightarrow \text{konstruktive Interferenz!}$$





Das Gleichgewicht aus Coulomb- und Zentrifugalkraft ergibt:

$$m_e \omega^2 r = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \frac{1}{r^2} \quad (\text{i})$$

Außerdem gilt für den Bahndrehimpuls:

$$L = |\vec{r} \times \vec{p}| = r m_e v = m_e \omega r^2 = n \hbar \quad (\text{ii})$$

Da weder ω noch r bekannt sind, wird zunächst ω eliminiert.

Aus (i) folgt:

$$\omega^2 = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 m_e r^3}$$

Mit (ii) ergibt sich:

$$\omega^2 = \frac{n^2 \hbar^2}{m_e^2 r^4}$$

Daraus folgt durch Gleichsetzen:

$$r(n) = r_n = \frac{4\pi\epsilon_0 \hbar^2}{m_e e^2} n^2$$

$$\Rightarrow r_n \propto n^2, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Es gibt also nur noch **diskrete erlaubte Bahnen**, deren Radius von der **Quantenzahl** n abhängt.



Für die Gesamtenergie ergab sich:

$$E(r) = -\frac{1}{2} \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \frac{1}{r}$$

Einsetzen des Radius r_n ergibt:

$$\Rightarrow E(r_n) = E_n = -\frac{1}{2} \cdot \frac{m_e e^4}{16\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} \frac{1}{n^2}$$

$$\Rightarrow E_n = -\frac{m_e e^4}{8\epsilon_0^2 \hbar^2} \frac{1}{n^2}$$

Das Elektron kann im Wasserstoffatom also nur diskrete Energiezustände einnehmen.

Für die Spektrallinien gilt dann mit dem 2. Bohr'schen Postulat das Folgende:

Beim Übergang des Atoms vom Zustand m in den Zustand n wird ein Photon emittiert mit der Energie:

$$h\nu = E_m - E_n = \frac{m_e e^4}{8\epsilon_0^2 \hbar^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

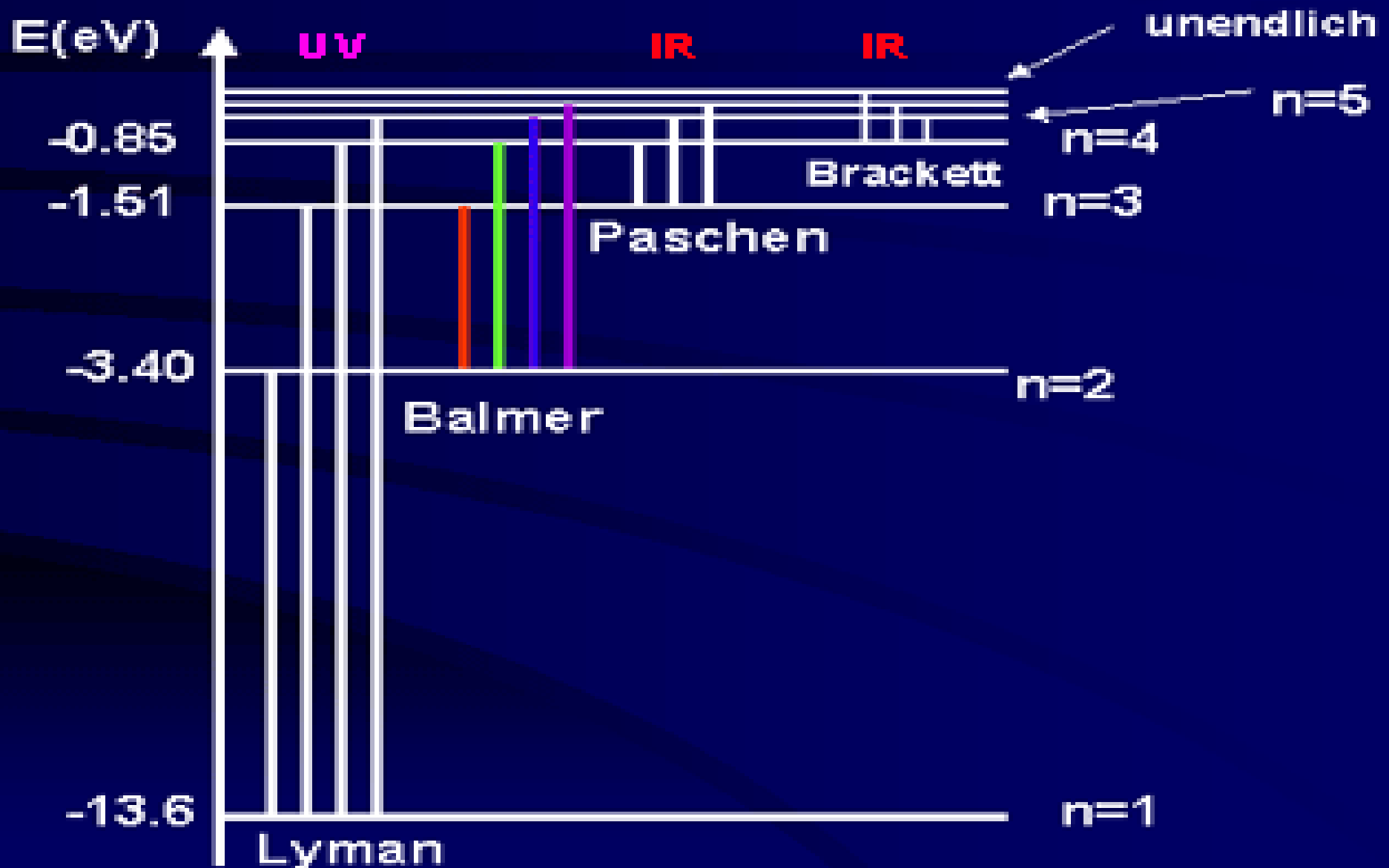
Umgerechnet auf die Wellenlänge folgt:

$$\frac{1}{\lambda} = \underbrace{\frac{m_e e^4}{8\epsilon_0^2 c \hbar^3}}_{=R_H} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$$\Rightarrow \frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

Für $n = 2$ ist dies die Balmer-Formel.

Energieniveaus im Wasserstoffatom





Erinnerung:

In der Atom- und Molekülphysik wird als Energieeinheit häufig die Größe „Elektronenvolt“ (eV) verwendet. Der Grund dafür ist, dass man so recht kleine Zahlen vermeiden kann.

In der Elektrostatik gilt für die Energie E , die eine Ladung q beim Durchlaufen der Potentialdifferenz U hat, der folgende Zusammenhang:

$$E = q \cdot U$$

Wenn nun die Ladung q eine Elementarladung e ist, und für die Spannung U 1 Volt gewählt wird, dann gilt:

$$\begin{aligned} E &= e \cdot U = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot 1 \text{ V} \\ &= 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ Joule} = 1 \text{ eV} \end{aligned}$$

Beispiel: 13.6 eV sind dann also

$$13.6 \cdot 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 2.18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$



Einige Zahlenwerte:

Es war:

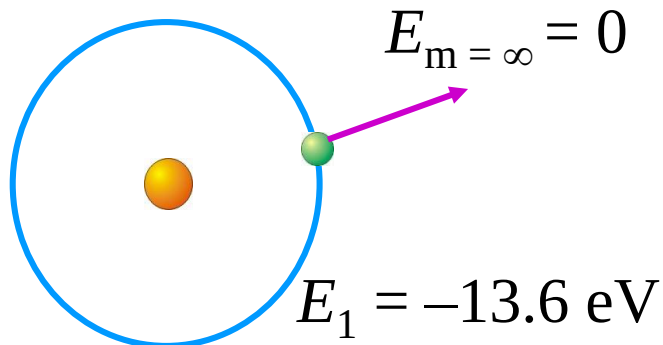
$$h\nu = E_m - E_n = \frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

$$\Rightarrow E_{mn} = R_\infty \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

mit $R_\infty = \frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} = 13.6 \text{ eV}$

Für $m \rightarrow \infty$ und $n = 1$ ergibt sich:

$$E_{\infty 1} = R_\infty = 13.6 \text{ eV}$$



R_∞ ist also die Ionisationsenergie eines Wasserstoffatoms.

Für den Radius der Elektronenbahn ergab sich:

$$r_n = \frac{4\pi\varepsilon_0 \hbar^2}{m_e e^2} n^2, \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

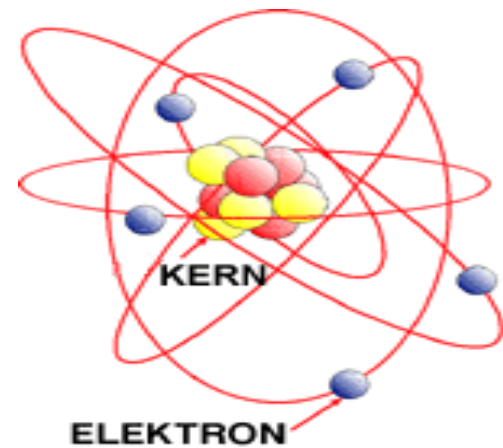
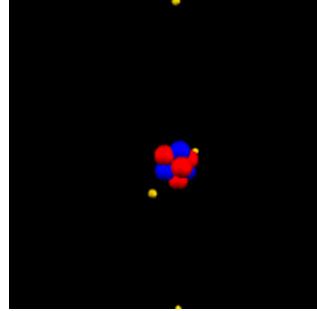
$$\Rightarrow r_n = 5.293 \cdot 10^{-11} n^2 \text{ m}$$

$$n = 1 \Rightarrow r_1 = 5.293 \cdot 10^{-11} \text{ m}$$

$$r_1 = 0.5293 \text{ Å}$$

Dies ist der Bohr'sche Radius des Wasserstoffatoms im Grundzustand.

Faustregel: „Ein Wasserstoffatom hat einen Durchmesser von 1 Å.“



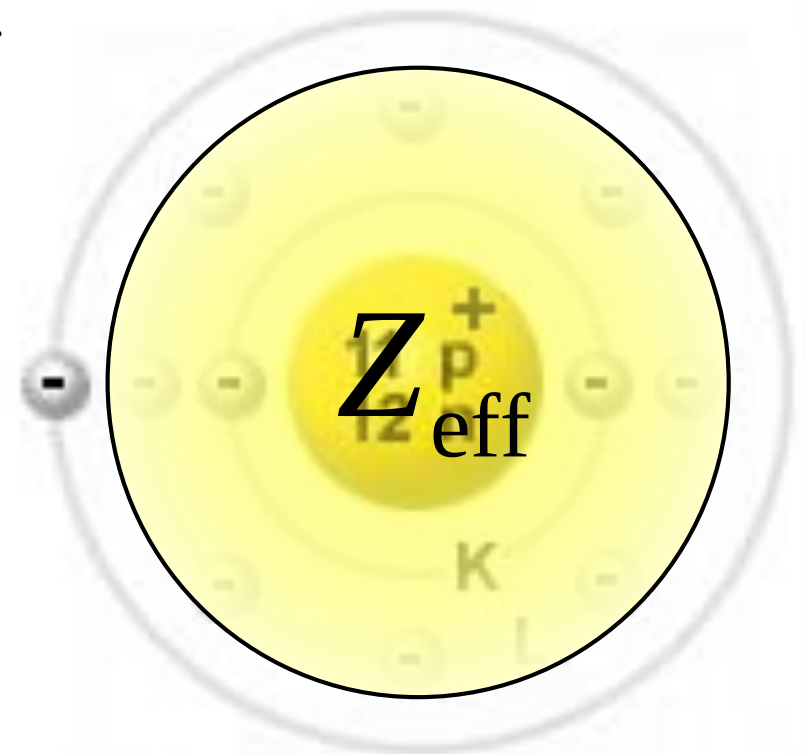
Wie läßt sich das Bohr'sche Modell auf andere Atome übertragen ?

Die Bohr'sche Theorie läßt sich direkt auf Ionen wie He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , etc. übertragen ($e \rightarrow Ze$).

Die Bohr'sche Beschreibung sollte auch für Atome mit einem „locker gebundenem“ Elektron in guter Näherung gelten (Alkali-Atome). Für die Energie dieses „locker gebundenen“ Elektrons gilt dann:

$$E_n = - \frac{m_e Z_{\text{eff}}^2 e^4}{8 \varepsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2}$$

Dabei ist Z_{eff} eine „effektive Kernladung“, da die inneren Elektronen die Kernladung $+Ze$ „abschirmen“.



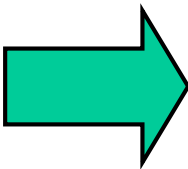
Natrium ($Z=11$)

6.2.10 Warum ist das noch nicht alles ?

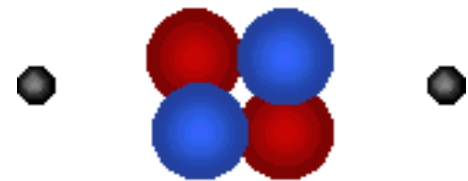


Die Bohr-‘sche Theorie ist in Prinzip recht erfolgreich. Aber es gibt sehr viele fundamentale Mängel:

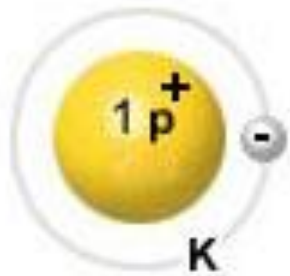
- Es lässt sich nur das Wasserstoffatom quantitativ erklären. Selbst hier gibt es in der sog. Feinstruktur *nicht erklärbar*e aber messbare Details.
- Die *Intensitäten* der Spektrallinien können selbst für das Wasserstoffatom nicht berechnet werden.
- Schon eine qualitative Erklärung der Spektren des Helium-Atoms gelingt nicht mehr mit der Bohr-Theorie.
- Generell ist eine Übertragung der Theorie auf Atome mit mehr als einem Elektron unmöglich.
- Das Bohr-‘sche Atommodell basiert im Wesentlichen auf der klassischen Physik. Der *Wellencharakter* der Materie wird nicht berücksichtigt.
- Es gibt keine Begründung für die Quantisierungsregeln und deren Verfeinerungen. Sie erscheinen als recht willkürlich.



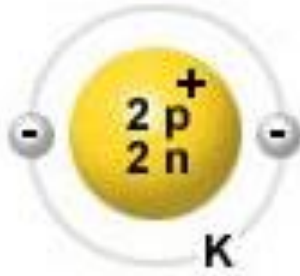
**Eine neue umfangreichere und
fundamentalerer Theorie wird benötigt
⇒ QUANTENMECHANIK !**



$n = 1$

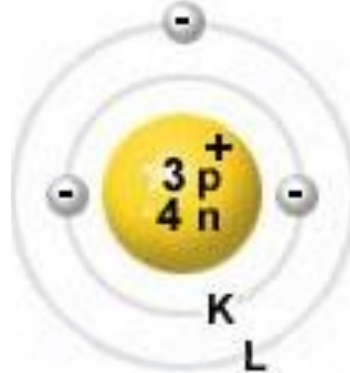


Wasserstoff (Z=1)

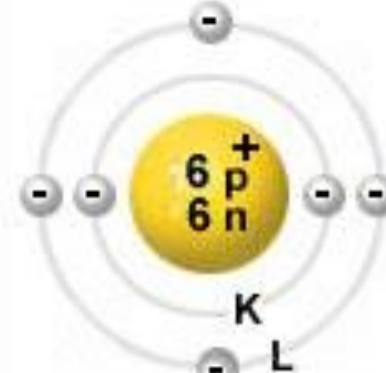


Helium (Z=2)

$n = 2$

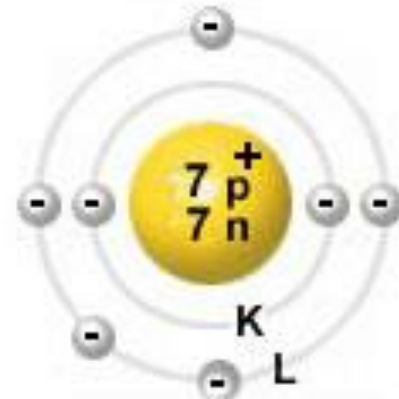


Lithium (Z=3)



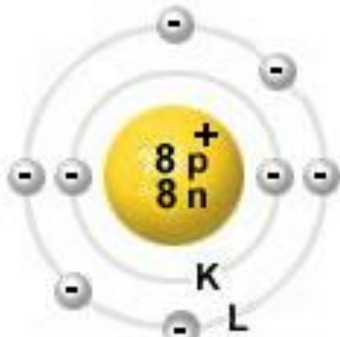
Kohlenstoff (Z=6)

$n = 2$

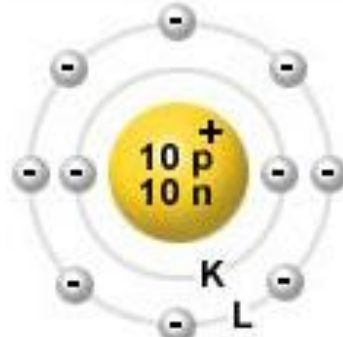


Stickstoff (Z=7)

$n = 2$

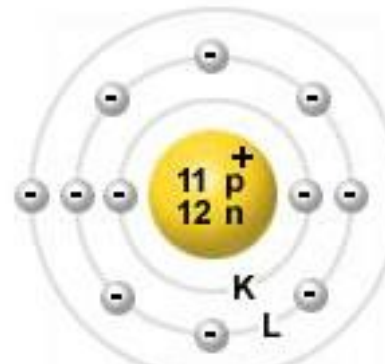


Sauerstoff (Z=8)

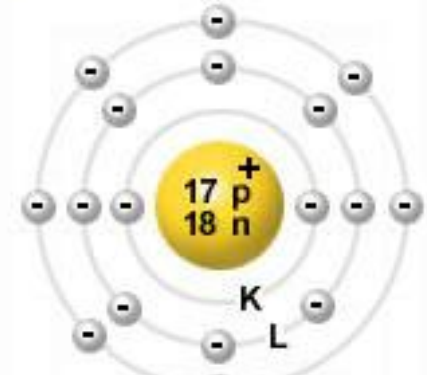


Neon (Z=10)

$n = 3$



Natrium (Z=11)



Chlor (Z=17)

„Schalenstruktur“ der Atome: Wie kann man die Anzahl der Elektronen auf jeder Bohr'schen Bahn („Schale“) verstehen?



Quantenmechanik

Die Quantenmechanik ersetzt die Newton'sche Mechanik im atomaren Bereich

Matrizenmechanik



1925

Heisenberg kann die Newton'sche Gleichung formal beibehalten, wenn er die in ihr vorkommenden Größen Ort und Impuls „umdeutet“. (Sie werden Matrizen.)

Werner Heisenberg
(1901 – 1976)
Nobelpreis 1932

Wellenmechanik



1926

Schrödinger ersetzt die Newton'sche Gleichung durch eine Wellengleichung (Schrödinger-Gleichung).

Erwin Schrödinger
(1887 – 1961)
Nobelpreis 1933

- Die beiden Theorien erscheinen als ganz verschieden, sind aber **mathematisch völlig gleichwertig**. Sie kommen ohne künstliche Quantenbedingungen aus.
- In beiden tritt als zentrale Größe das **Planck'sche Wirkungsquantum h** auf.
- Die herkömmliche Vorstellung von Ort und Impuls muß stark erweitert werden ($\Rightarrow$ **Heisenberg'sche Unschärfebeziehung**).

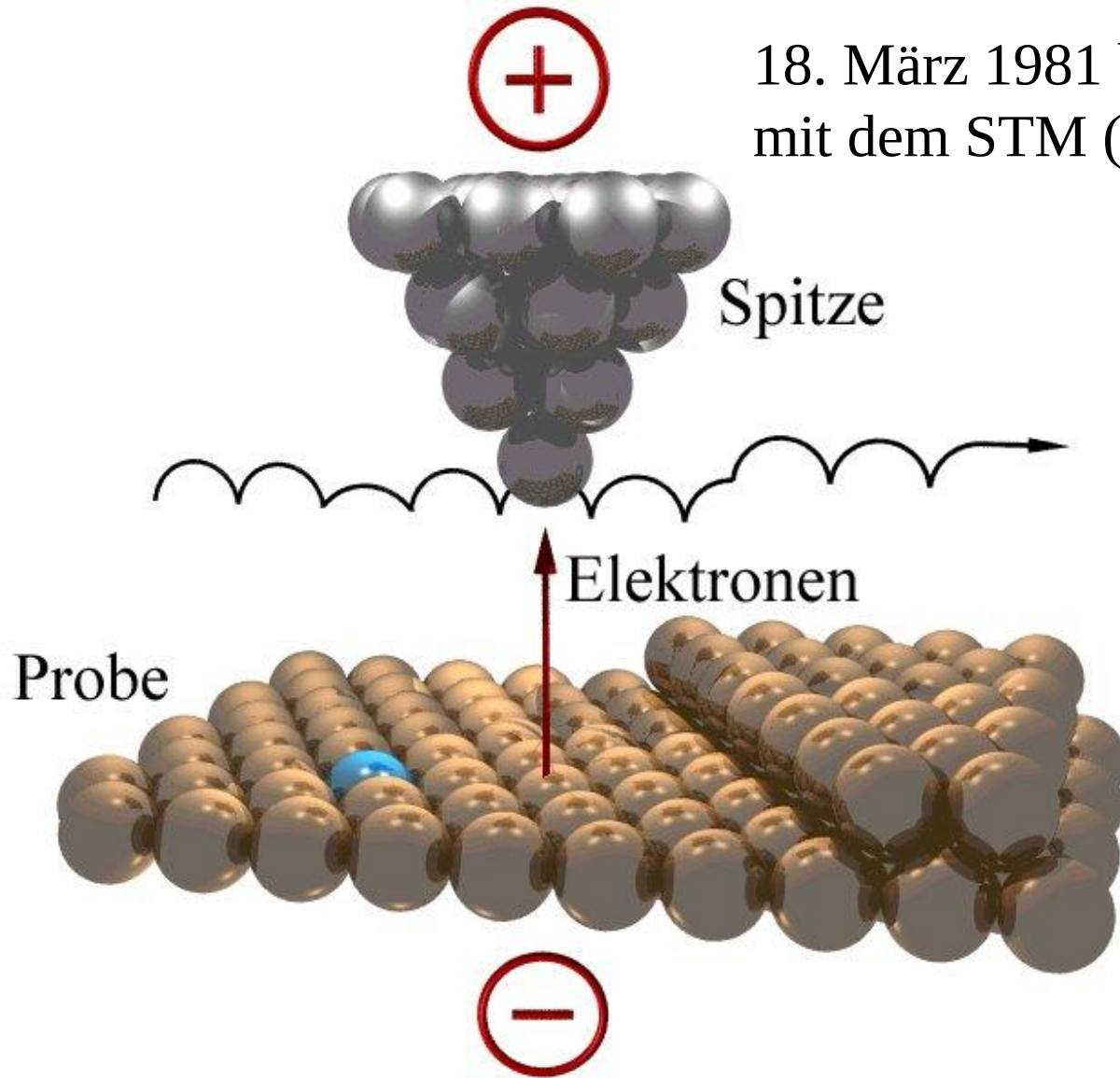
Warum soll es nicht möglich sein, Gold zu machen? Wir wissen heute aus der Atomphysik, daß alles möglich ist. Noch vor kurzem glaubte man, daß nicht alles möglich ist.



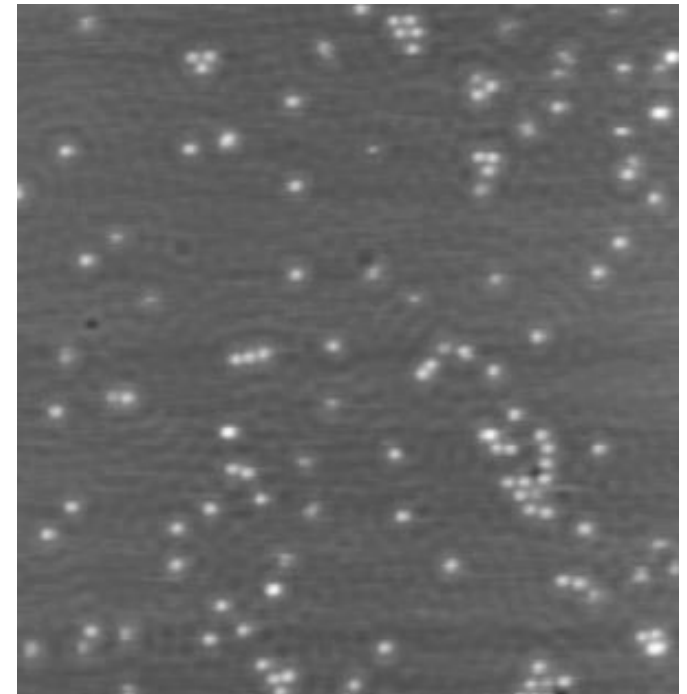


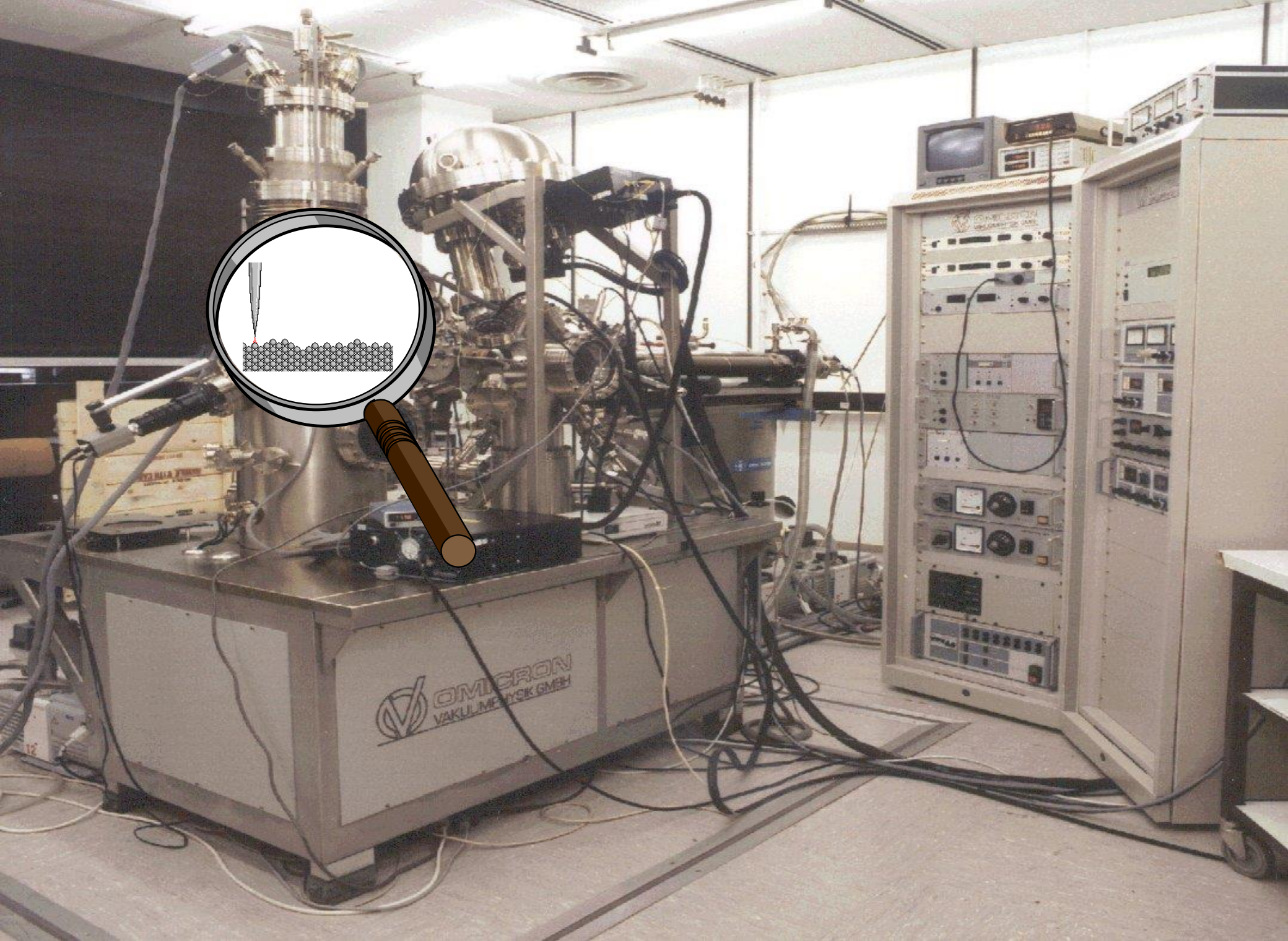
Atome „sehen“ mit dem Rastertunnelmikroskop

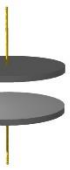
18. März 1981 bei IBM: Erste Messungen mit dem STM (Scanning Tunneling Microscope)



Co/Cu @ 15.4K

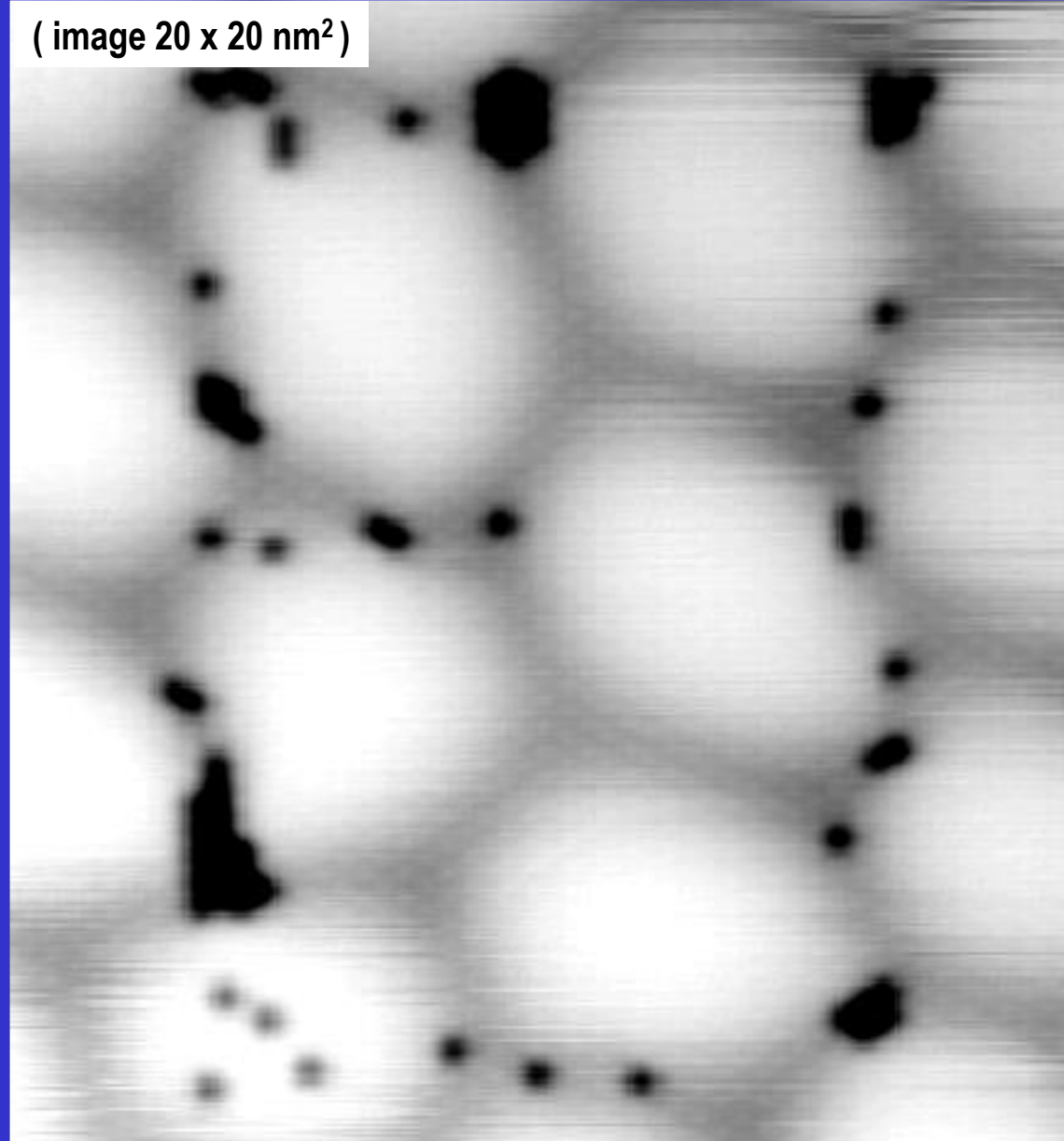




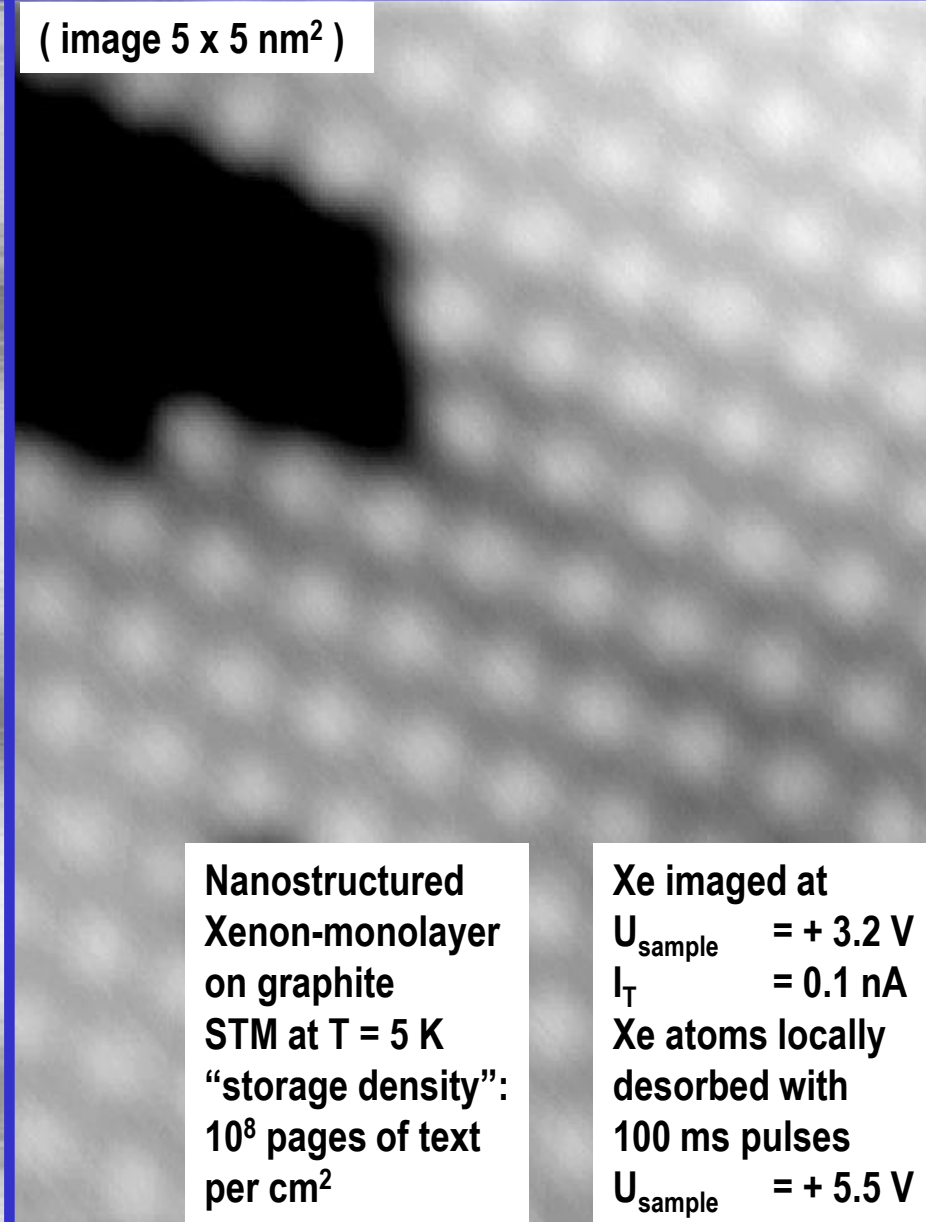


Atome „sehen“: Xenon auf Graphit

(image 20 x 20 nm²)

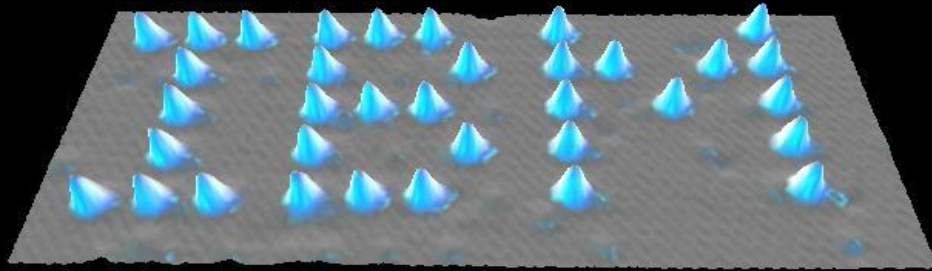


(image 5 x 5 nm²)



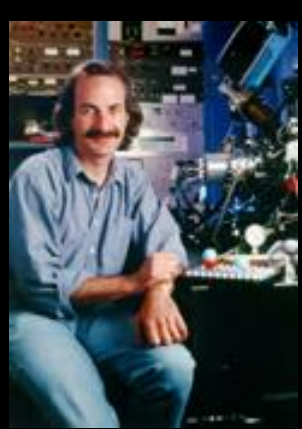
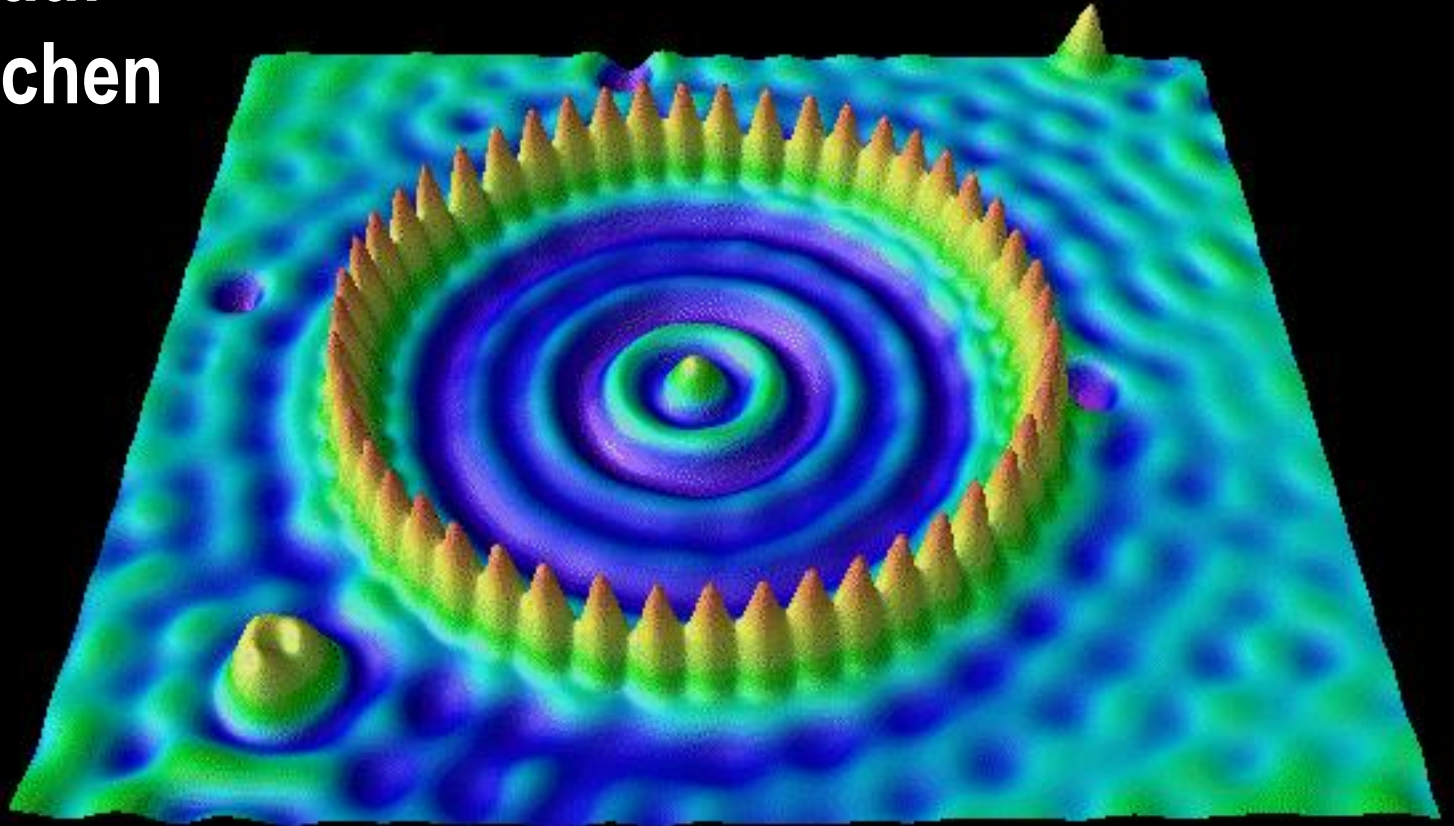
Nanostructured
Xenon-monolayer
on graphite
STM at $T = 5 \text{ K}$
“storage density”:
 10^8 pages of text
per cm^2

Xe imaged at
 $U_{\text{sample}} = + 3.2 \text{ V}$
 $I_T = 0.1 \text{ nA}$
Xe atoms locally
desorbed with
100 ms pulses
 $U_{\text{sample}} = + 5.5 \text{ V}$

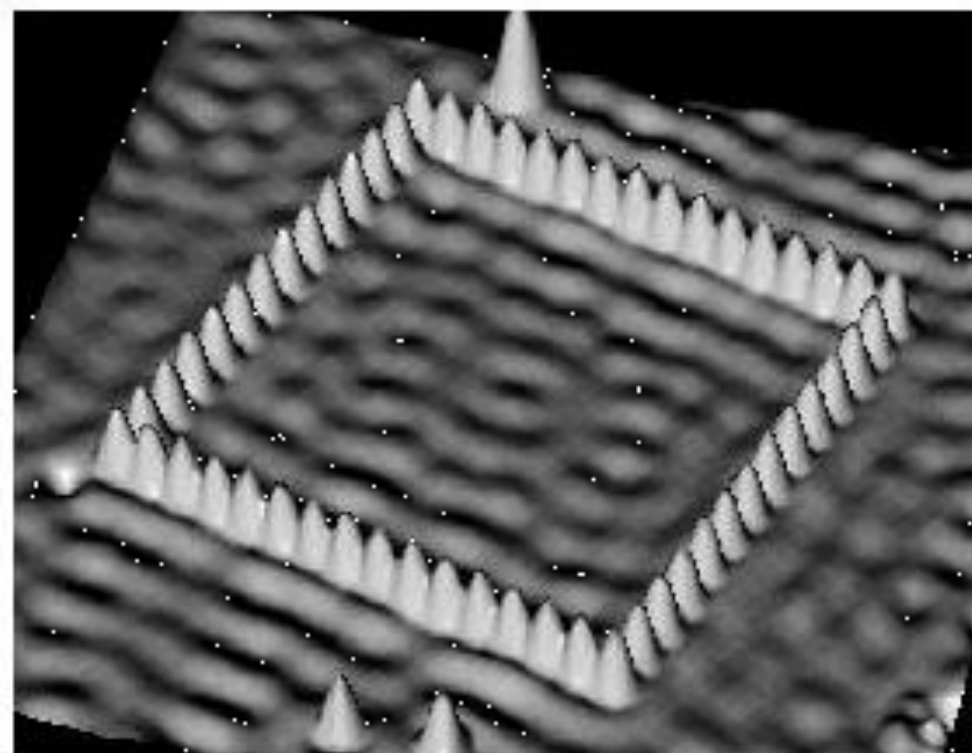
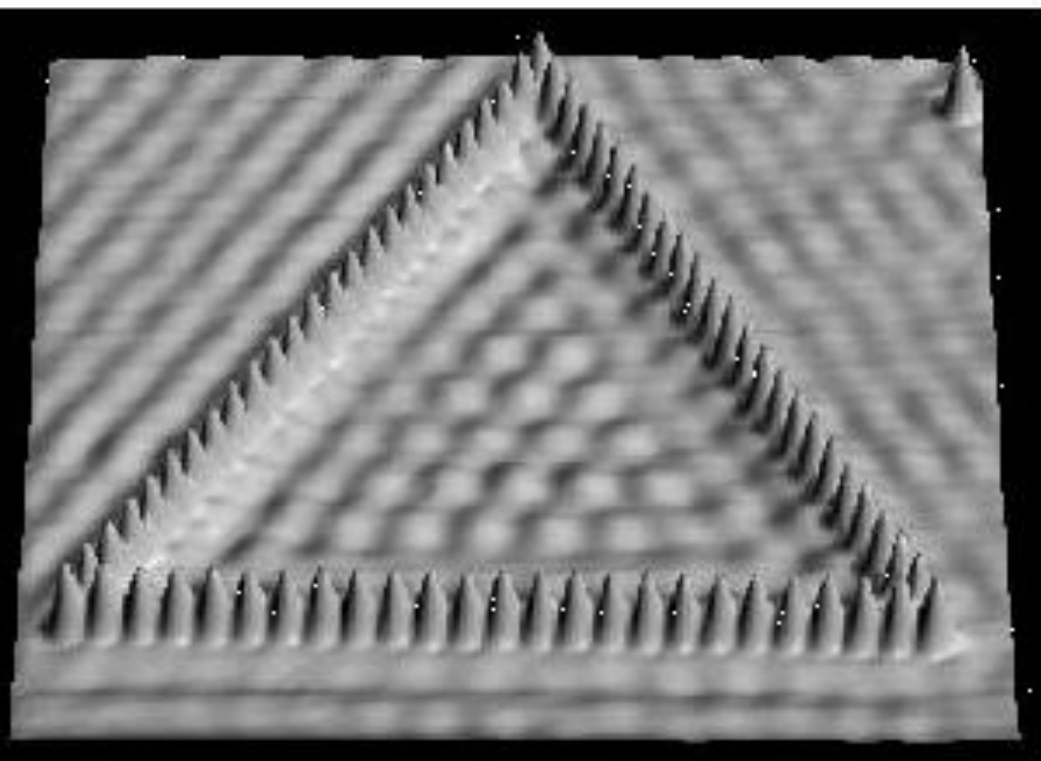
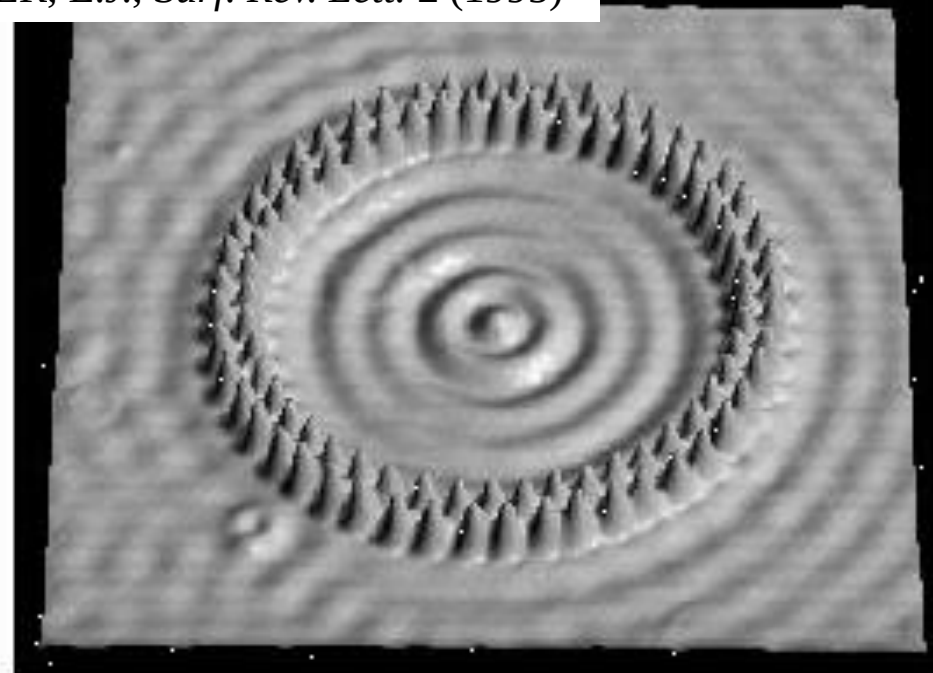
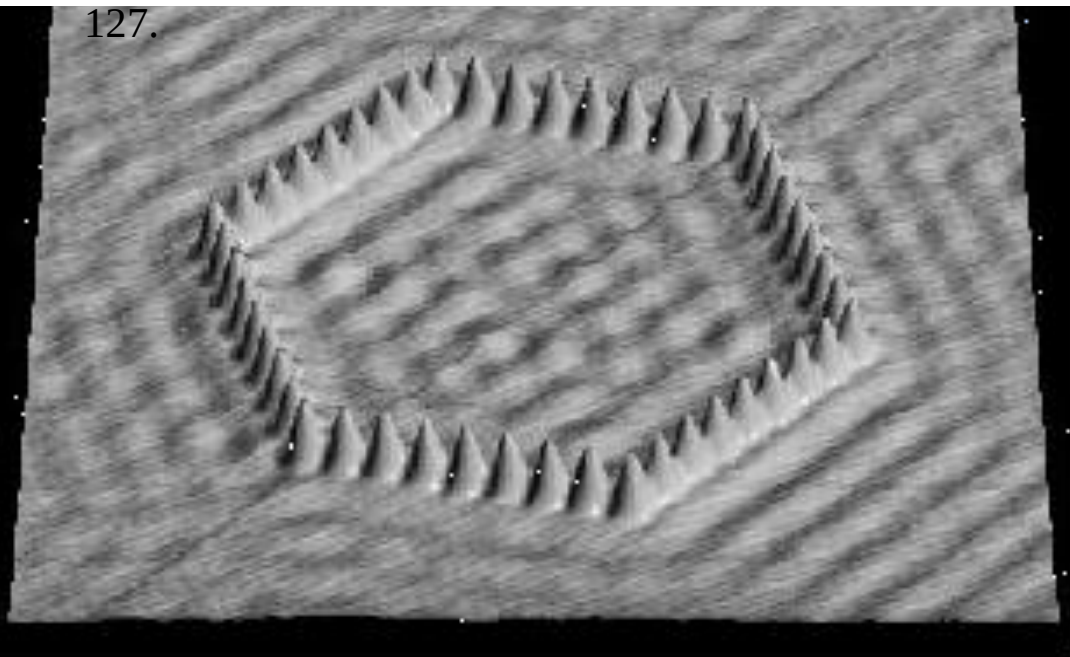


Atome einzeln bewegen !

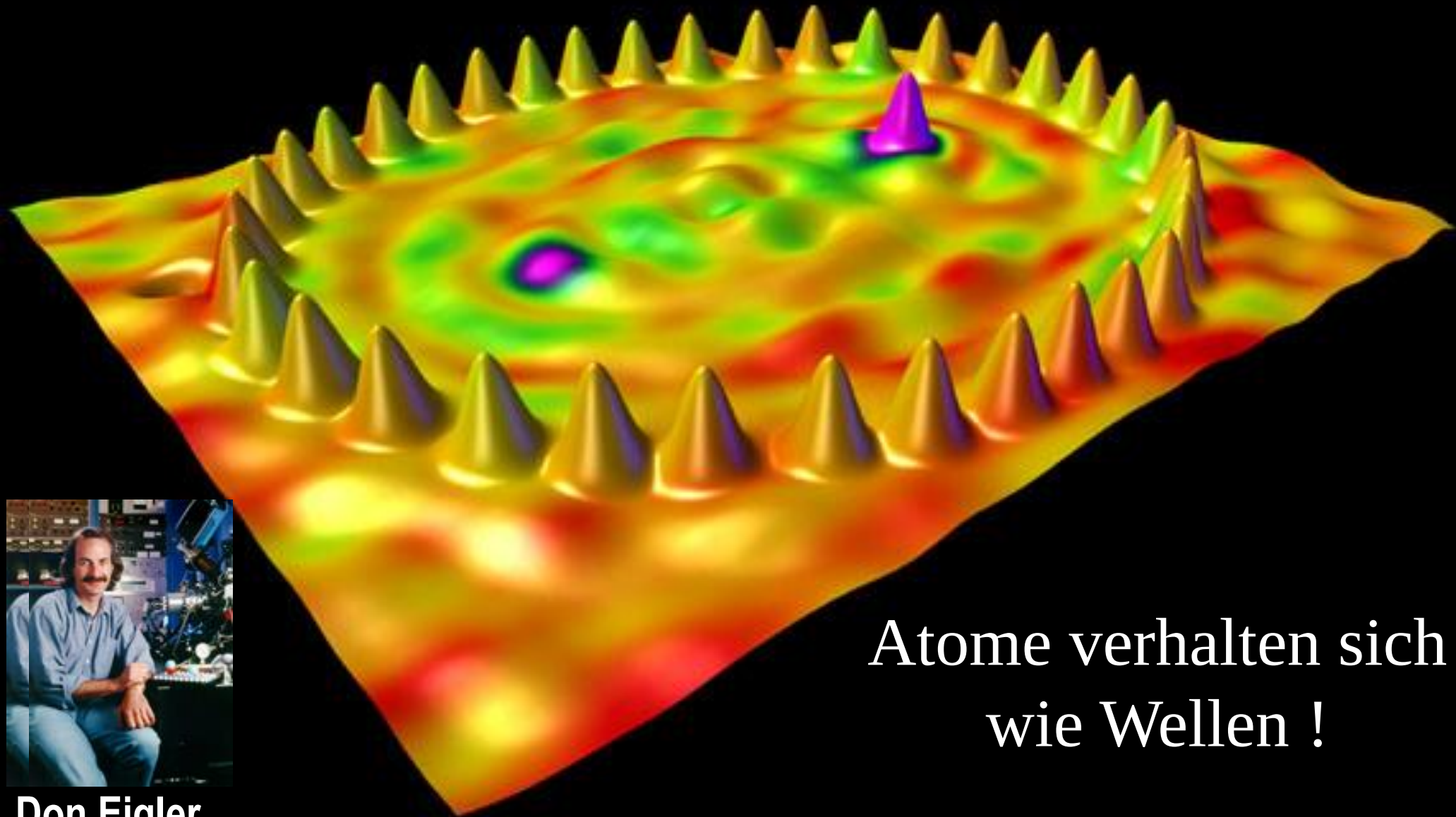
**Xenon-Atome auf
Nickel-Oberflächen**



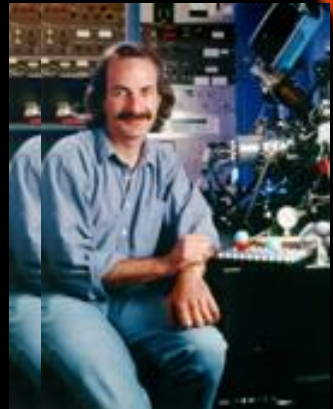
**Don Eigler
(IBM)**



http://www.almaden.ibm.com/almaden/media/image_mirage.html



Atome verhalten sich
wie Wellen !



Don Eigler
(IBM)



Inhalt der Vorlesung Physik B2

5. Optik

Licht als elektromagnetische Welle (02.06.16)

Geometrische Optik (02.06.16 & 09.06.16)

Optische Abbildungen (09.06.16)

Wellenoptik (16.06.16)

6. Atomphysik & Quantenmechanik

Die Grenzen der klassischen Physik (23.06.16)

Atommodelle (23.06.16)

Wellen & Teilchen, Unschärfeprinzip

Die Schrödinger-Gleichung

Das Wasserstoff-Atom

Der Aufbau der Elektronenhülle der Elemente

Die chemische Bindung

Die allgemeine Struktur der Quantenmechanik