

## Atom- und Kernphysik

---

---

### 1. Der Atombegriff

---

Das erste Atommodell geht auf den griechischen Philosophen **Leukipp** und dessen Schüler **Demokrit** zurück. Beide waren der Ansicht, dass sich Materie nicht beliebig weit zerteilen lässt.

Vielmehr müsse es ein kleinstes Teilchen geben, das nicht weiter teilbar ist: Das "Urkorn" oder "Atom" (*atomos = griech. unteilbar*).

---

### 2. Chemische Grundlagen

---

**Michail Wassiljewitsch Lomonossow** (1711-1765) und **Antoine Laurent de Lavoisier** (1743-1794) benutzten als erste Waagen zur Untersuchung von Verbrennungsvorgängen.

Experimente ermöglichten dann die Entdeckung wichtiger chemischer Grundgesetze als Basis der wissenschaftlichen Chemie. Die Zeiten der **Alchemie** waren damit zu Ende

1794 **Lavoisier**: Gesetz von der Erhaltung der Masse:

**Bei allen chemischen Umsetzungen bleibt die Gesamtmasse der Reaktionsteilnehmer erhalten.**

Die Relativitätstheorie begrenzt aufgrund der Umwandelbarkeit von Masse und Energie gemäß

$$E = m \cdot c^2$$

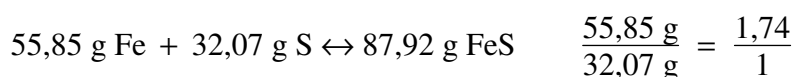
die Gültigkeit der Massenerhaltung, allerdings sind diese Effekte nicht messbar.

Wird bei einer chemischen Reaktion die Energie von 500 kJ frei, so beträgt der Masseverlust nur rund  $5,6 \cdot 10^{-12}$  kg.

**Joseph-Luis Proust** (1754-1826) formulierte nach ausführlichen Studien über Kupfercarbonat, Zinnoxide und Eisensulfide das Gesetz von den konstanten Proportionen (1799).

**Zwei oder mehrere Elemente verbinden sich immer in konstanten Masseverhältnissen.**

**Beispiel:**



FeS (Eisensulfid) besteht daher immer aus 63,52% Eisen (Fe) und 36,48 % Schwefel (S). Für Stoffe, die verschiedene Verbindungen miteinander eingehen können wurde von **John Dalton** (1766-1844) das **Gesetz von den multiplen Proportionen** (1803) formuliert.

**Die Massenverhältnisse von zwei Elementen, die sich zu verschiedenen chemischen Substanzen vereinigen, stehen zueinander im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen.**

### Beispiel:

Satz der multiplen Proportionen am Beispiel der verschiedenen Stickstoff-Sauerstoff-Verbindungen

Verbindung	Stickstoffanteil in %	Sauerstoffanteil in %	Massenverhältnis
N <sub>2</sub> O	63,65	36,35	0,571
NO	46,68	53,32	1,142
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	36,85	63,15	1,714
NO <sub>2</sub>	30,45	69,55	2,228
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	25,94	74,06	2,855

1805 wurden diese Entdeckungen durch **Dalton** in der **Atomhypothese** zusammengefasst und gedeutet:

Materie ist aus kleinsten, nicht weiter zerlegbaren Teilchen aufgebaut, die Atome genannt werden. Alle Atome eines chemischen Elements sind untereinander gleich.

Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich durch ihre Masse und Größe. Bei chemischen Reaktionen vereinigen sich die Atome verschiedener Elemente im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen zu Verbindungen, die entweder aus kleinen Einheiten - den Molekülen - oder ausgedehnten Verbänden wie z. B. den Salzen bestehen.

Ein Sauerstoffatom ist  $\frac{53,32}{46,68} = 1,14$ -mal schwerer als ein Stickstoffatom,

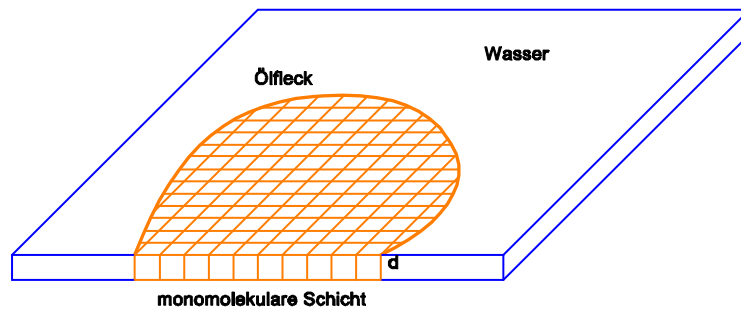
ein Eisenatom ist  $\frac{55,85}{32,07} = 1,74$ -mal schwerer als ein Schwefelatom.

Chemische Reaktionen bewirken eine Umgruppierung von Atomen, die Anzahl der Atome eines Elements vor und nach einer Reaktion (links und rechts eines Reaktionspfeiles) bleibt gleich.

---

### 3. Atome und Teilchenmodell

#### Ölfleckversuch



Gibt man einen Tropfen mit Leichtbenzin verdünnten Öls ( $C_{17}H_{33}COOH$ ) auf Wasser, dann breitet sich das Öl zu einer monomolekularen Schicht aus, während das Benzin verdunstet.

$$\text{Mischungsverhältnis: } V_{\text{öl}} : V_{\text{Benzin}} = \frac{1}{k}$$

Volumen des Tropfens:  $V$

$$\text{Ölvolumen: } \frac{1}{k} \cdot V$$

Breitet sich der Ölflecks auf eine Fläche der Größe  $A$  aus, dann gilt für seine Dicke  $d = \frac{\frac{1}{k} \cdot V}{A}$

Nimmt man an, dass alle Moleküle einen würfelförmigen Raum mit der Kante  $d$  einnehmen,

dann ist das Volumen dieses Würfels gegeben durch  $V_W = d^3$ .

Nimmt man an, dass jedes der 54 Atome, aus denen ein Ölmolekül aufgebaut ist, den gleichen würfelförmigen Raum einnimmt, dann errechnet sich der Atomdurchmesser zu

$$d_{\text{Atom}} = \sqrt[3]{\frac{d^3}{54}} = \frac{d}{\sqrt[3]{54}}$$

#### Ergebnis:

Jedes chemische Element setzt sich aus Atomen zusammen. Jedes Atom ist noch Träger der Eigenschaften des Elements.

Der Radius eines Atoms ist in der Größenordnung von  $10^{-10}$  m.

Die Vorstellung, dass die Materie aus kugelförmigen Teilchen ohne innere Struktur aufgebaut ist, ist die Grundlage des Teilchenmodells.

Mit dem Teilchenmodell lassen sich einfache physikalische Phänomene wie die drei Aggregatzustände der Materie, die Temperatur bzw. die innere Energie und der Druck von Gasen plausibel machen.

---

#### 4. Das Thomsonsche Atommodell

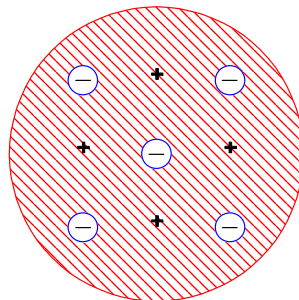
---

1897 entdeckte **Joseph J. Thomson** erstmals, dass die Atome nicht unteilbar sind. Er zeigte, dass die bis dahin unbekanntesten Strahlen, die aus einer Glühkathode (Kathodenstrahlen) einer Vakuumröhre austreten, Teilchen sind.

Diese Teilchen sind elektrisch geladen und wurden als **Elektronen** bezeichnet und sind wesentlich kleiner als die Atome.

Thomson erklärte erstmals den elektrischen Strom als Strom geladener Elektronen. 1906 erhielt er den **Nobelpreis** für Physik.

Darüberhinaus entwickelte er das **Thomsonsche Atommodell** (auch "**Rosinenkuchen-**" oder "**Plumpudding-Modell**"), wonach die sehr kleinen Elektronen im Inneren der Atome eingebettet seien, wie Rosinen in einem Kuchenteig.



1906 konnte Thomson zeigen, dass die Hülle des Wasserstoffatoms genau ein Elektron enthält. 1913 gelang ihm durch die Untersuchung von **Kanalstrahlen** des Neon der Nachweis für die Existenz unterschiedlich schwerer Atomkerne eines Elements.

**Kanalstrahlen** ist die veraltete Bezeichnung für **positiv geladene Ionenstrahlung**.

Daraus leitete u.a. **Frederick Soddy** die Theorie der **Isotope** her.

Soddy beschäftigte sich auch mit der Wirtschafts- und Geldtheorie und übte schon damals Kritik an der Funktion der Banken!!

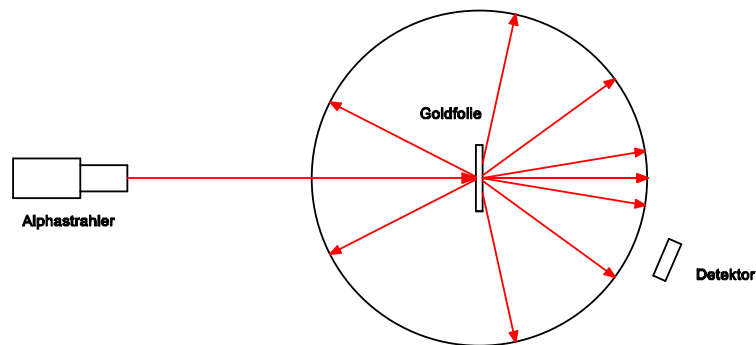
Thomson ist ebenfalls bekannt für seinen Beitrag zur **Entwicklung des Massenspektrometers**.

---

## 4. Das Rutherfordsche Atommodell - der Atomkern

---

### *Rutherfordscher Streuversuch*



Beschießt man eine dünne Goldfolie mit  $\alpha$ -Teilchen d. h. vollständig ionisierten Heliumatomen, dann werden die meisten dieser Teilchen nicht oder nur geringfügig abgelenkt.

Nur vereinzelt treten große Ablenkwinkel bis zu  $180^\circ$  auf.

Ein Atom besteht aus einem sehr kleinen positiv geladenen Kern mit  $10^{-15}$  m Radius (Streuzentrum für die  $\alpha$ -Teilchen), der fast die ganze Masse des Kerns ausmacht.

Um diesen positiv geladenen Kern bewegen sich Elektronen wie Planeten um die Sonne.

Die Elektronen nehmen einen Raum von  $10^{-10}$  m ein.

### Mängel des Rutherfordschen Atommodells

a) Nach den klassischen Gesetzen der Physik ist das Atom nicht stabil.

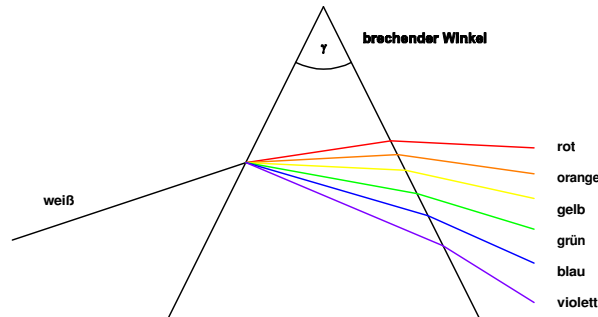
Durch Aussendung elektromagnetischer Strahlung müssten die Elektronen an Energie verlieren und in den Kern stürzen.

b) Mit dem Modell kann nicht erklärt werden, wieso Atome nur bestimmte Sorten von Licht ausstrahlen

---

## 5. Aufnahme und Abgabe von Energie durch Atome

---



Weißes Licht setzt sich aus verschiedenfarbigem Licht - physikalisch charakterisiert durch die **Wellenlänge  $\lambda$**  - zusammen.

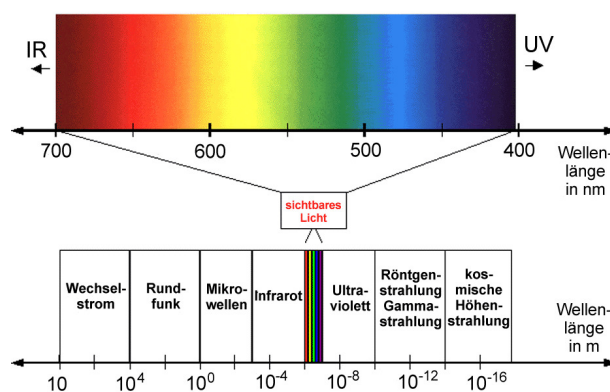
Da Licht verschiedener Wellenlänge unterschiedlich stark gebrochen wird, lässt sich ein weißer Lichtstrahl durch ein **Glasprisma** in seine unterschiedlichen Wellenanteile zerlegen.

Licht einer bestimmten Wellenlänge kann dann nicht weiter zerlegt werden.

Die elektromagnetischen Wellen, die in unseren Augen unterschiedliche Farbwahrnehmungen erzeugen, bilden das optische **Spektrum**.

Weißes Licht setzt sich aus Licht des gesamten optischen Spektrums zusammen. Man erhält bei der Zerlegung ein **kontinuierliches Spektrum**.

Das optische Spektrum ist Teil des elektromagnetischen Spektrums.

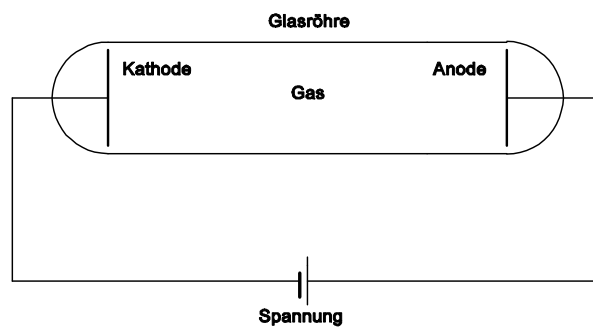


Dies reicht vom **Wechselstrom**, dessen Welleneigenschaften meist vernachlässigt werden können, bis zur kosmischen **Höhenstrahlung**. Das optische Spektrum befindet sich zwischen der **Infrarot-** und der **Ultraviolettstrahlung**.

Zusammenhang zwischen Farbe und der Wellenlänge von Licht

Farbe	Wellenlänge in nm
Blau	450 - 482
Grün	497 - 530
Gelb	575 - 580
Orange	585 - 595
Rot	620 - 780

Im Gegensatz zu dem weißen Licht, das von einer Glühlampe bzw. der Sonne ausgestrahlt wird, senden die Gasatome in einer *Gasentladungsröhre* nur Licht mit bestimmten Wellenlängen aus. Man erhält ein *Linienspektrum*.



Eine Gasentladungsröhre ist eine Glasröhre, die mit einem stark verdünnten Gas gefüllt ist.

Durch Anlegen einer mäßigen Spannungen (500 - 1000 V) kann ein elektrischer Stromfluß aufrecht erhalten werden, der zu intensiven Leuchterscheinungen führt.

Derartige Gasentladungen werden z.B. als Leuchtreklamen ("*Neonröhren*") verwendet.

---

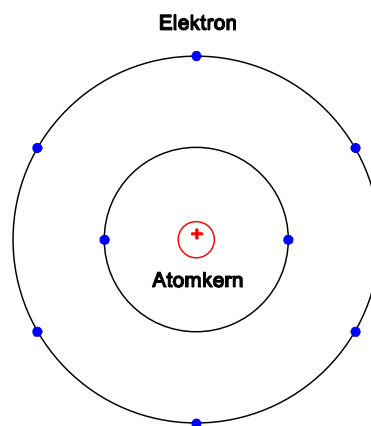
## 6. Bohrsches Atommodell und Schalenmodell

---

Die Tatsache, dass Atome nur Licht bestimmter Wellenlängen aussenden, wurde von *Niels Bohr* im Bohrschen Atommodell für das *Wasserstoffatom* berücksichtigt.

Mit seinem Modell konnte er die Wellenlängen des von Wasserstoffatomen emittierten Lichts berechnen.

Eine Weiterentwicklung des Bohrschen Atommodells ist das *Schalenmodell*.



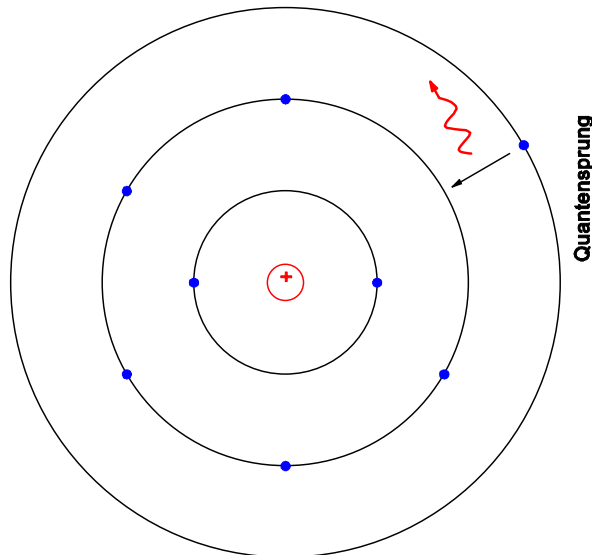
1. Die Elektronen können sich nur auf bestimmten Bahnen um den Atomkern bewegen.

Jede Schale kann nur eine bestimmte Anzahl von Elektronen aufnehmen.

Auf diesen Bahnen haben sie eine meist negativ gerechnete Energie d.h. sie sind an das Atom gebunden.

2. Im nichtangeregten Atom nehmen die Elektronen den energetisch tiefsten Zustand ein und strahlen keine Energie in Form von Licht ab. Das garantiert den stabilen Zustand der Atome.





3. Hat ein Elektron die Energie  $E_1$  und gerät es durch Energiezufuhr (z. B. durch einen Stoß mit einem anderen Atom) in eine energetisch höhere Bahn und hat es dort die größere Energie  $E_2$ , dann kehrt es in weniger als einer Millionstel Sekunden wieder in den Grundzustand zurück.

Die Energiedifferenz  $\Delta E = E_2 - E_1$  wird in Form eines Energiequants, das man auch **Photon** nennt, abgegeben.

Zwischen der Wellenlänge  $\lambda$  eines Photons gemessen in Metern und der Energie des zugehörigen Lichtquantums, gemessen in eV (Elektronenvolt), besteht die Gleichung

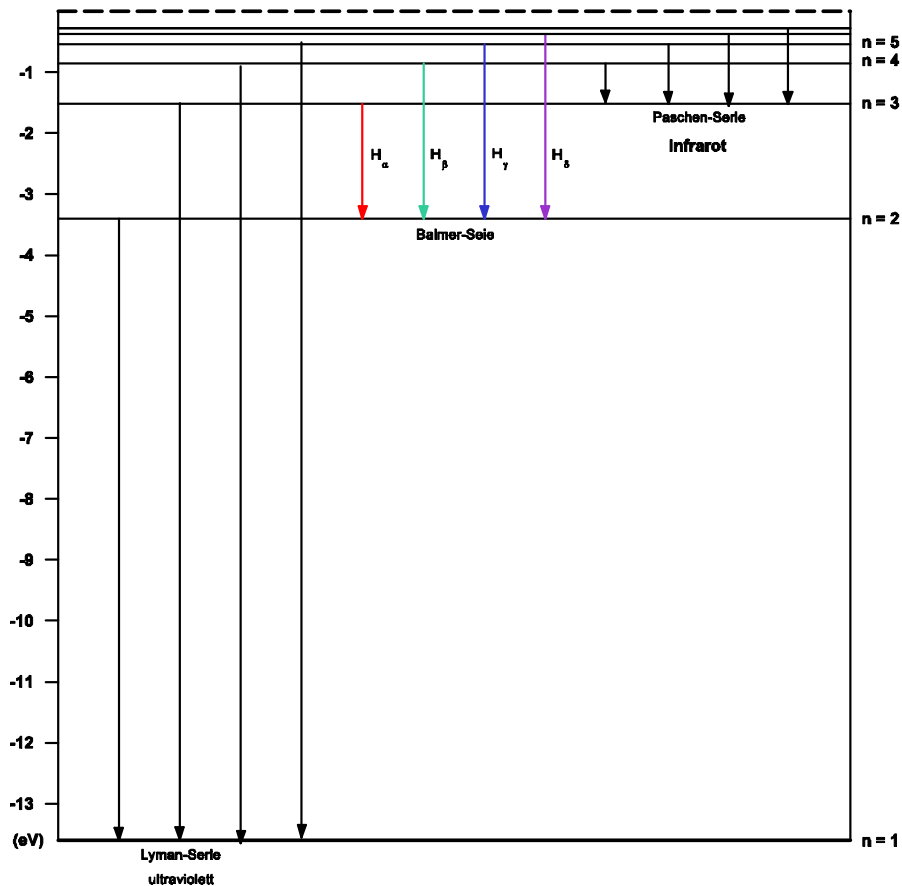
$$E_{\text{Photon}} = \frac{1,25 \cdot 10^{-6}}{\lambda} \text{ m} \cdot \text{eV}$$

Dabei ist 1 eV die Energie, die ein Elektron aufnimmt, wenn es eine Beschleunigungsspannung von 1 V durchläuft. Daher ist

$$1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

Mit dem Schalenmodell lässt sich der Aufbau des Periodensystems erklären.

### ***Linienspektrum des Wasserstoffatoms***



Die Bindungsenergien im Wasserstoffatom haben die Werte

$$E_n = -13,6 \text{ eV} \cdot \frac{1}{n^2} \text{ mit } n \in \mathbb{N}$$

Für  $n = 1$  erhält man den energetisch tiefsten Zustand mit einer Bindungsenergie von

$-13,6 \text{ eV}$  d.h. die **Ionisierungsenergie** des Wasserstoffatoms beträgt  $13,6 \text{ eV}$ .

Wird das Elektron durch Energiezufuhr auf eine energetisch höhere Bahn gebracht, und kehrt es danach in den Grundzustand zurück, dann erhält man die Linien der **Lyman-Serie**.

Die Energie der abgestrahlten Photonen ergibt sich daher zu

$$E_{\text{Photon}}(m \rightarrow n = 1) = E_m - E_1 = -13,6 \text{ eV} \cdot \frac{1}{m^2} - (-13,6 \text{ eV}) = 13,6 \text{ eV} \cdot \left(1 - \frac{1}{m^2}\right)$$

Wird das Elektron durch Energiezufuhr auf eine energetisch höhere Bahn mit

$$E_m = -13,6 \text{ eV} \cdot \frac{1}{m^2} \text{ und } m \geq 2$$

gebracht und kehrt es danach in den Grundzustand zurück, dann erhält man die Linien der **Lyman-Serie**.

Die Energie der abgestrahlten Photonen ergibt sich daher zu

$$E_{\text{Photon}}(m \rightarrow n = 1) = E_m - E_1 = -13,6 \text{ eV} \cdot \frac{1}{m^2} - (-13,6 \text{ eV}) = 13,6 \text{ eV} \cdot \left(1 - \frac{1}{m^2}\right)$$

Das energieärmste abgestrahlte Photon der Lyman erhält man für  $m = 2$ . Seine Energie beträgt 10,2 eV:

$$\text{Das ergibt eine Wellenlänge von } \frac{1,25 \cdot 10^{-6} \text{ m}}{10,2} = 123 \text{ nm}$$

Dies ist Licht im ultravioletten Bereich.

Ist  $m \geq 3$  und  $n = 2$  dann erhält man die Linien der **Balmer-Serie**, die im sichtbaren Bereich liegen

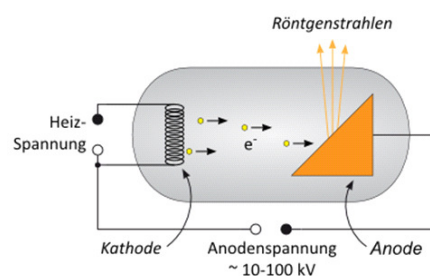
---

## 8. Röntgenstrahlung

---

Röntgenstrahlen sind elektromagnetische Wellen mit Wellenlängen von  $10^{-9}$  m bis  $10^{-11}$  m.

Man findet sie also im elektromagnetischen Spektrum zwischen dem Bereich des ultravioletten Lichts und dem der Gammastrahlung.



Röntgenstrahlen werden in einer evakuierten Röhre erzeugt.

Elektronen werden aus einer Glühkathode herausgelöst und mittels einer zwischen Kathode und Anode liegenden Spannung zu dieser hin beschleunigt.

Nach dem Durchlauf der angelegten Hochspannung  $U_A$  (ca. 20 kV - 50 kV) besitzen die Elektronen am Ende eine kinetische Energie  $E_{\text{kin}} = 20 \text{ keV} - 50 \text{ keV}$ .

Beim Auftreffen auf die Anode wird die kinetische Energie hauptsächlich (99%) in innere Energie des Anodenmaterials verwandelt. Der Rest wird als Röntgenstrahlung abgestrahlt.

Die Röntgenstrahlung entsteht durch folgende Prozesse

1. Die auftreffenden Elektronen werden durch die Elektronen des Anodenmaterials abgebremst, bzw. stoßen mit ihnen unelastisch und geben den Energieverlust in Form eines Energiequants, eines Photons, ab.

Da der Energieverluste beliebige Bruchteile der kinetischen Energie betragen kann, erhält man ein **kontinuierliches Röntgenspektrum**.

Die maximale Photonenenergie beträgt  $E_{\text{kin}}$  d.h. die auftretenden Wellenlängen sind nach unten begrenzt.

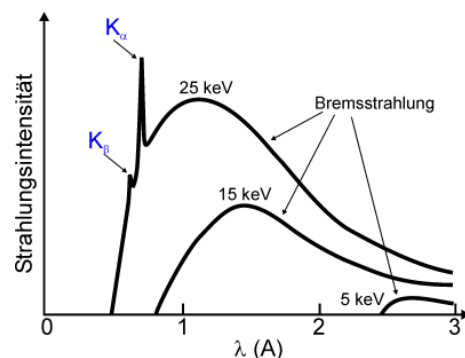
2. Die auftreffenden Elektronen schlagen Elektronen aus den Schalen der Atome des Anodenmaterials.

Dann füllen Elektronen aus den höheren gelegenen Schalen die entstandenen Lücken auf und geben ihren Energieverlust in Form eines Photons ab.

Da die Energieniveaus der Elektronen in den Atomen nur bestimmte Werte haben - man sagt sie sind gequantelt- besitzt diese Photonen ganz bestimmte, vom Anodenmaterial abhängige Energien bzw. Wellenlängen.

Man bezeichnet die so entstehende Strahlung als **charakteristische Röntgenstrahlung**.

Für die **Intensität** der Strahlung in Abhängigkeit von der Energie bzw. Wellenlänge ergibt sich folgendes Schaubild



Die Schalen von Atomen werden von innen nach außen mit den Buchstaben K, L, M usw. bezeichnet.

Wird ein Elektron aus der kernnächsten K-Schale herausgeschlagen und die entstehende Lücke von einem Elektron aus der L-Schale gefüllt, dann wird ein Photon der K $_{\alpha}$ -Linie abgestrahlt; wird die Lücke von einem Elektron der M Schale aufgefüllt, dann erhält man ein Photon der K $_{\beta}$ -Linie.

Je größer die Ordnungszahl eines Elements ist, desto besser absorbiert es die Röntgenstrahlung. Daher absorbieren die Weichteile des menschlichen Körpers die Röntgenstrahlen viel weniger als die Knochen (*Röntgenuntersuchung*).

---