



Neue Inhalte des Lehrplans Chemie in der Oberstufe am Gymnasium

Schwerpunkt Atombau



LehrplanPLUS Chemie 12 (erhöhtes Anforderungsniveau)

C12 Lernbereich 2: Atombau und koordinative Bindung (ca. 17 Std.)

Kompetenzerwartungen

Die Schülerinnen und Schüler ...

- leiten anhand von ausgewählten experimentellen Ergebnissen [...] die Existenz von Unterenergiestufen (Haupt- und Nebenquantenzahl) ab.
- leiten aus der Existenz der Natrium-Doppellinie die Notwendigkeit zur Erweiterung der Quantenzahlen ab, um die Anordnung der Atome im vollständigen Periodensystem durch das Aufbauprinzip, das Pauli-Prinzip und die Hundsche Regel zu beschreiben.
- nutzen das Aufbauprinzip, das Pauli-Prinzip und die Hundsche Regel, um die Elektronenverteilung in Atomen und Atom-Ionen zu erklären [nur eA].
- begründen häufig beobachtbare und abweichende Ionenladungszahlen bei den Atom-Ionen der Nebengruppenelemente durch die energetisch begünstigten Elektronenkonfigurationen in halb- oder vollbesetzten d-Orbitalen.



LehrplanPLUS Chemie 12 (erhöhtes Anforderungsniveau)

C12 Lernbereich 2: Atombau und koordinative Bindung (ca. 17 Std.)

Inhalte zu den Kompetenzen:

- experimentelle Hinweise auf den Feinbau der Elektronenhülle: z. B. Wasserstoff-Spektrum, weitere Emissionsspektren und Flammenfärbung, Natrium-Doppellinie, ggf. Zeeman-Effekt, Stern-Gerlach-Versuch [letztere nur eA]
- Bau der Atomhülle: Hauptquantenzahl, Nebenquantenzahl, magnetische Quantenzahl, Spinquantenzahl
- Elektronenkonfiguration von Atomen und Atom-Ionen; Besetzungsregeln: Aufbauprinzip, Pauli-Prinzip, Hundsche Regel; Kästchenschreibweise; Gang der Orbitalenergien (Merkschema), energetisch begünstigte halb- und vollbesetzte d-Orbitale (z. B. Kupfer(I)- und Kupfer(II)-Ionen, Eisen(II)- und Eisen(III)-Ionen)
- Aufbau des vollständigen Periodensystems: s-, p-, d-, f-Block, Hauptgruppen, Nebengruppen, Lanthanoide (Seltene Erden), Actinoide
- [eA: Komplex-Chemie vgl. eigenständige Fortbildungen]



Vorschlag Stoffverteilung

Nr.	Thema
1	Lichtemission und Lichtabsorption
2	Das Spektrum des Wasserstoffatoms & die Hauptquantenzahl n
3	Weitere Atomspektren und die Nebenquantenzahl l
4	Untereenergiestufen im PSE
5*	Der Zeeman-Effekt und die Magnetquantenzahl m_l
6*	Die Na-Doppellinie und die Spinquantenzahl s (ggf. Stern-Gerlach)
7	Pauli-Ausschlussprinzip, Hundzsche Regel & Kästchenschreibweise
8*	Häufige Ionenladungen von Übergangsmetallen
9	Die Entwicklung der Atommodelle im Überblick
10	Übungsstunde

* gA \neq eA; Umfang gA etwa 7 Std, eA etwa 10 Stunden

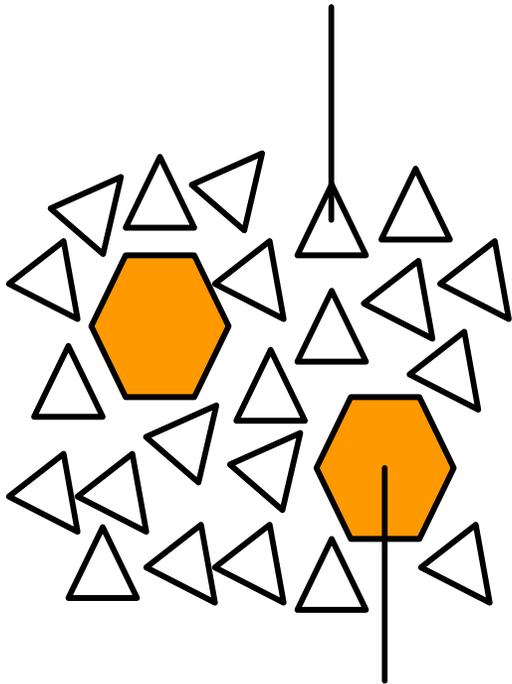


Entwicklung der Modellvorstellungen zum Atombau



Teilchenmodell (Demokrit 460 -360 v. Chr.)

Wasser-Teilchen



Zucker-Teilchen

Alle Stoffe sind aus kleinen Teilchen (Atomen, Molekülen oder Ionen) aufgebaut.

- Die Eigenschaften der Stoffe hängen ab von
- der Art der Teilchen
- der Anordnung der Teilchen
- den Anziehungskräften, die zwischen den Teilchen wirken.

Mit dem Teilchenmodell lassen sich...

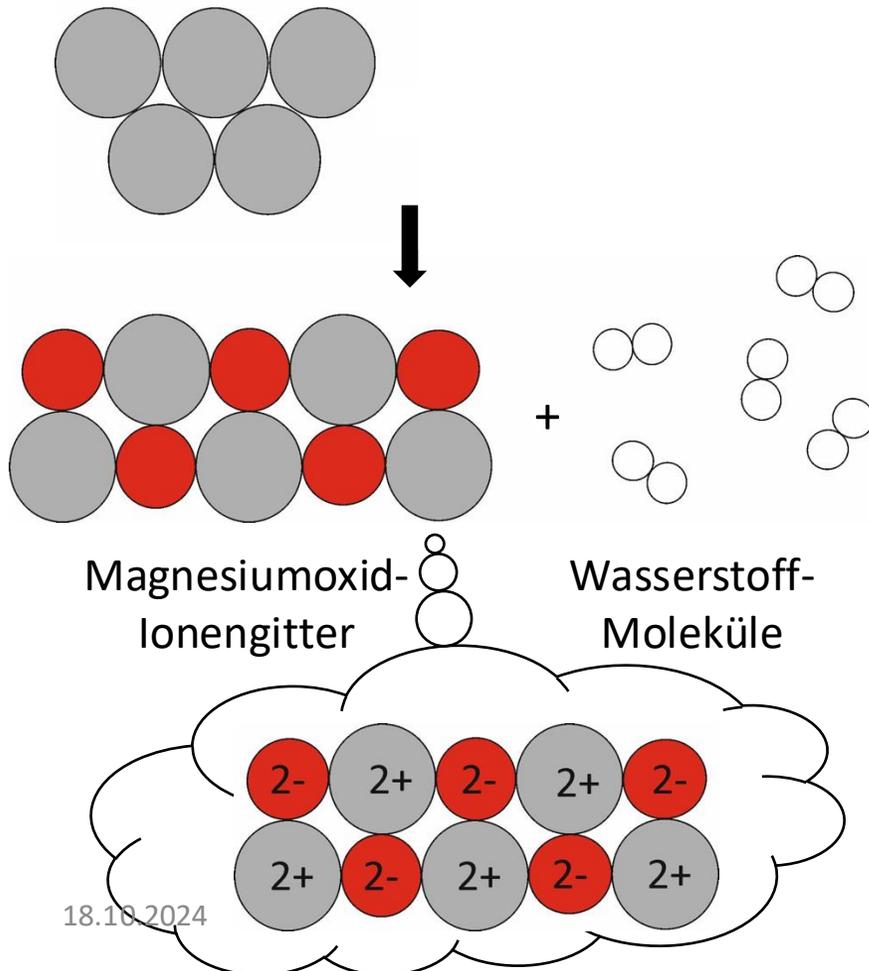
- physikalische Vorgänge (lösen, schmelzen, sieden, ...) erklären.
- chemische Reaktionen nicht erklären.



Daltonsches Atommodell (1803 -1808)

Magnesium- Atome

Wasser- Moleküle



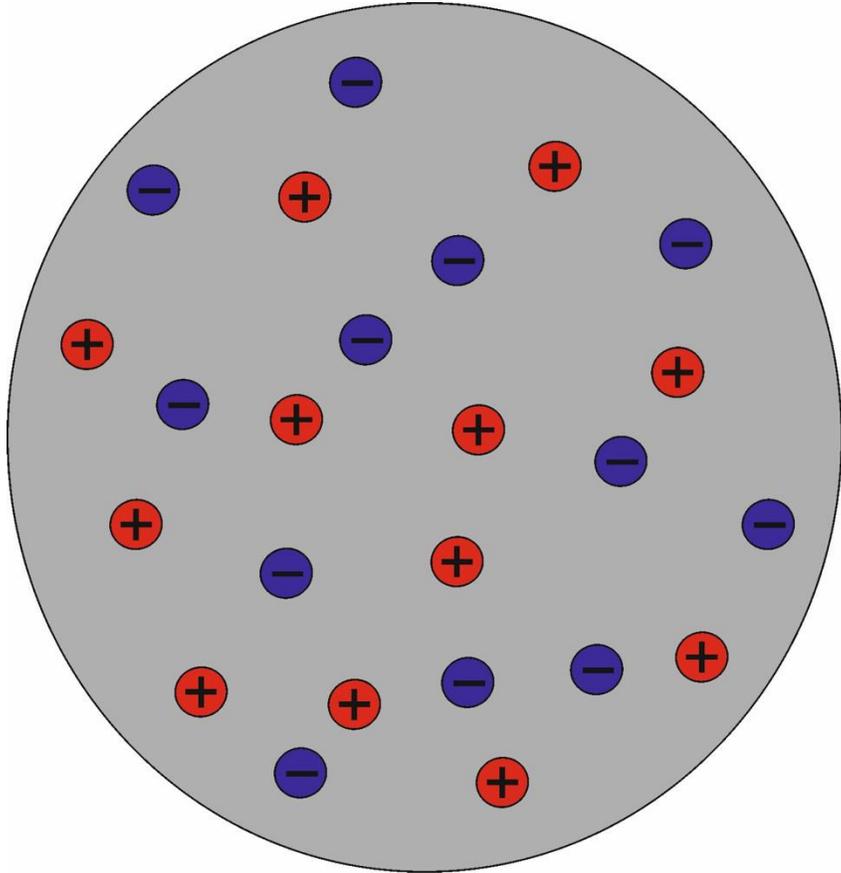
- Atome sind kleinste Teilchen eines Elements.
- Alle Atome eines Elements sind gleich, die Atome verschiedener Elemente sind verschieden.
- Verbindungen entstehen durch Verknüpfung der Atome von zwei oder mehr Elementen.
- Das Anzahlverhältnis der Atome in einer Verbindung ist konstant.
- Bei chemischen Reaktionen kommt es zur Umgruppierung von Atomen.

Mit dem Daltonschen Atommodell lassen sich...

- chemische Reaktionen zwischen Atomen oder Molekülen erklären.
- Leitfähigkeit von Metallen und Salzlösungen/-schmelzen, sowie die Ionenwanderung, Ionenbildung und das Phänomen der elektrostatischen Ladung **nicht** erklären.



Rosinenkuchen-Modell des Atoms (J. J. THOMSON, 1903)



Atome bestehen aus gleichmäßig verteilter Masse und positiver Ladung, in der sich die darin eingebetteten negativ geladenen Elektronen bewegen.

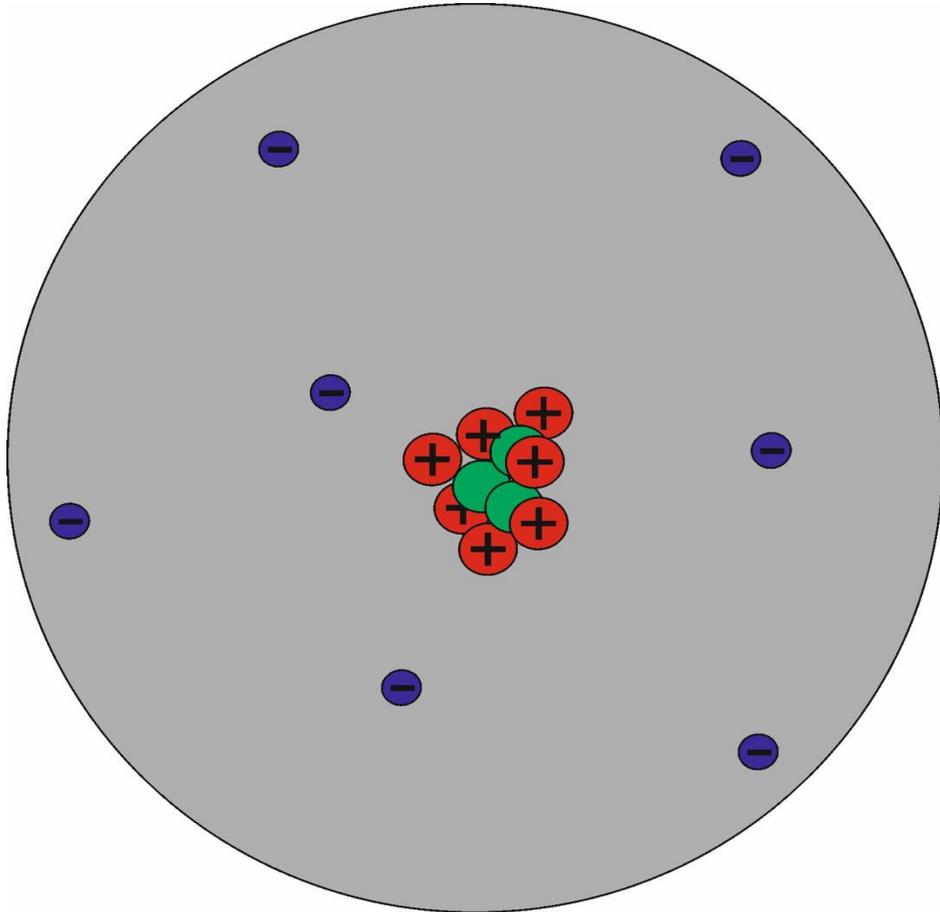
Mit dem Rosinenkuchen-Modell lässt sich

- die Entstehung und Existenz von Ionen sowie die Leitfähigkeit von Metallen erklären
- das Ergebnis des Rutherford'schen Streuversuches nicht erklären



Kern-Hülle-Modell

(NAGAOKA HANTARO, 1904 und E. RUTHERFORD, 1911)



- Das Atom besteht aus einem sehr kleinen Atomkern im Zentrum und einer ausgedehnten Atomhülle in der die Elektronen den Atomkern umkreisen.
- Der Atomkern besteht aus positiv geladenen Protonen, und er enthält mehr als 99,9 % der Masse des Atoms.
- Auf die Hülle des Atoms ist die negative Ladung in Form von Elektronen verteilt. Elektronen sind nahezu masselos.
- Die Gesamtzahl der Elektronen pro Atom entspricht genau der Kernladungszahl.

Hypothese:

Neben den Protonen muss es im Kern eine weitere Teilchenart, die Neutronen geben.



LehrplanPLUS Chemie 9

C9 Lernbereich 2: Atombau und gekürztes Periodensystem – Vom Kern-Hülle-Modell zum Energiestufenmodell und zum Ordnungsprinzip des gekürzten Periodensystems (ca. 9 Std.)

Kompetenzerwartungen

Die Schülerinnen und Schüler ...

- beschreiben das Energiestufenmodell und zeigen Beziehungen zwischen experimentellen Befunden zur Ionisierungsenergie und den Ordnungsprinzipien des Periodensystems auf.
- charakterisieren den Feinbau von Atomen, indem sie Daten aus dem Periodensystem entnehmen.
- entnehmen aus dem Periodensystem die Valenzelektronenzahl der Atome und ermitteln durch Vergleich der Valenzelektronenzahl mit der Edelgaskonfiguration die Ladung von Atom-Ionen.
- vergleichen und bewerten die Aussagen verschiedener Modelldarstellungen zum Feinbau der Atome und beschreiben die Modellgrenzen.



LehrplanPLUS Chemie 9

C9 Lernbereich 2: Atombau und gekürztes Periodensystem – Vom Kern-Hülle-Modell zum Energiestufenmodell und zum Ordnungsprinzip des gekürzten Periodensystems (ca. 9 Std.)

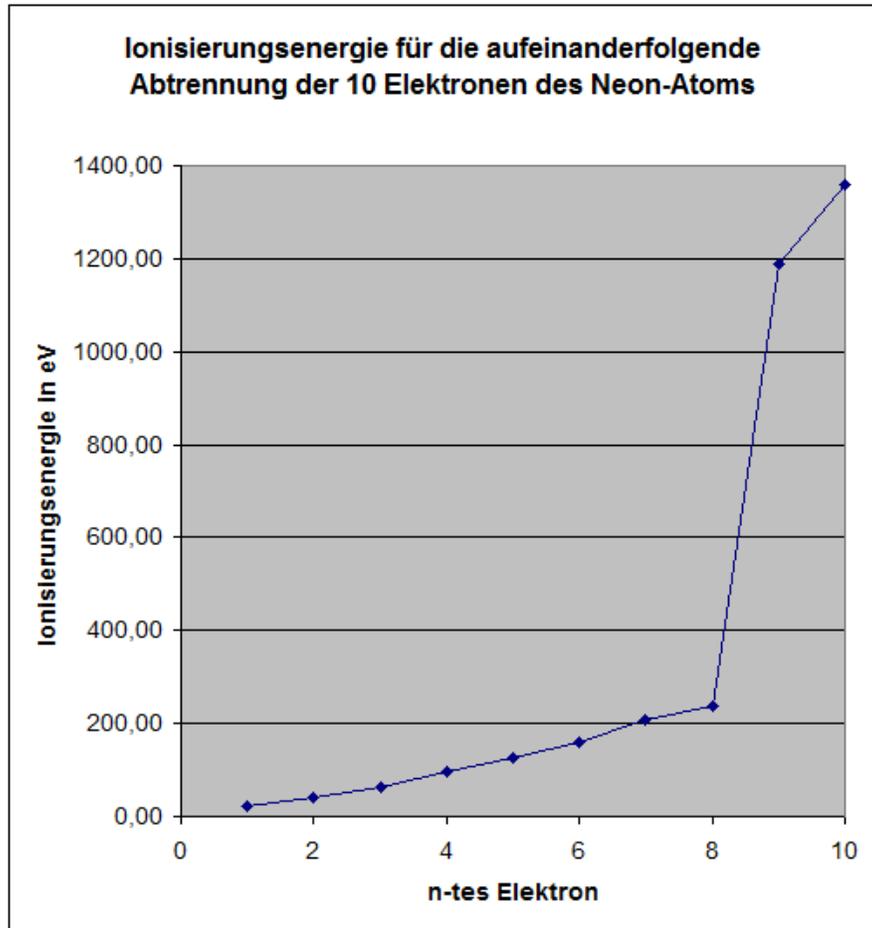
Inhalte zu den Kompetenzen

- Energiestufenmodell: Ionisierungsenergie, Elektronenkonfiguration
- Profil: Flammenfärbung und Linienspektrum
- gekürztes Periodensystem: Protonenzahl, Nukleonenzahl, Isotope; Hauptgruppen, Valenzelektronen; Perioden
- Edelgaskonfiguration, Ionenladungszahl von Kationen und Anionen, Edelgasregel
- weitere Vorschläge für den Profilbereich: Atom- und Ionenradius, Geschichte des Periodensystems, Bau von Modellen, Radioaktivität und Kernenergie, ausgewählte Vertreter der Hauptgruppenelemente (Reaktivität, Verwendung im Alltag)

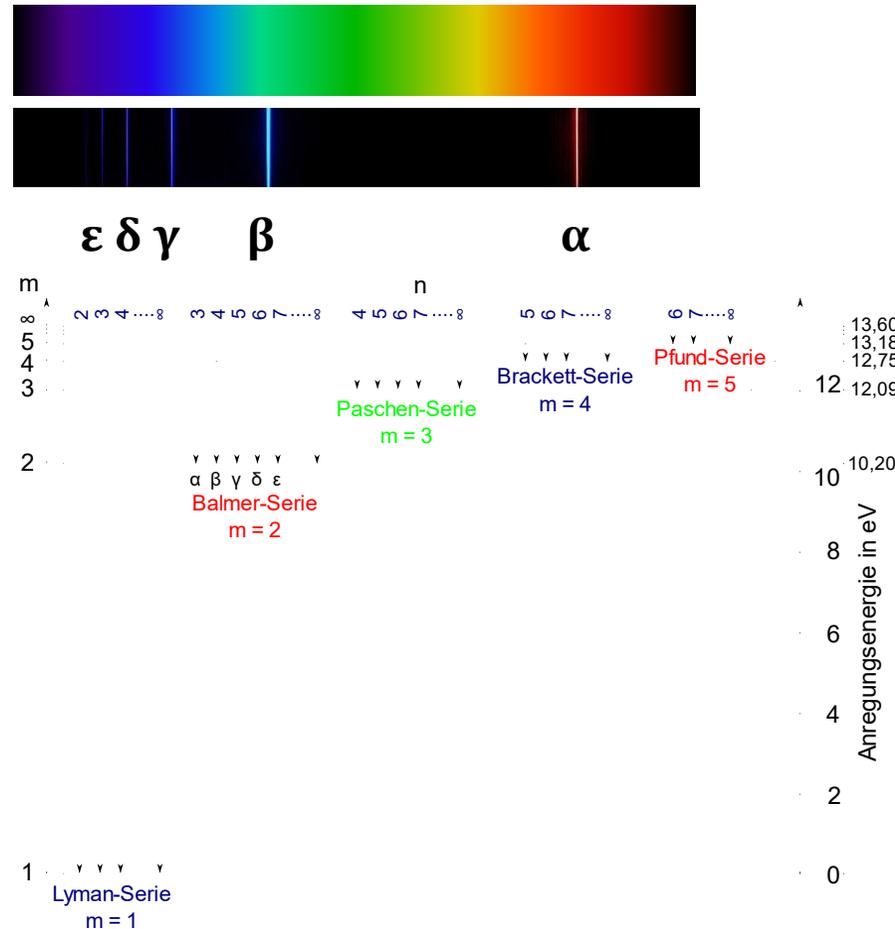


Wie lässt sich das Zustandekommen von Linienspektren oder die unterschiedlichen Ionisierungsenergien erklären?

Ionisierungsenergie



Spektrallinien



Stkl
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Spectral-lines-continuous.svg>, „Spectral-lines-continuous“, als gemeinfrei gekennzeichnet, Details auf Wikimedia Commons:
<https://commons.wikimedia.org/wiki/Template:PD-user>

Jan Homann
https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Visible_spectrum_of_hydrogen.jpg, „Visible spectrum of hydrogen“,
<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/legalcode>

PNG: w:de:user:Kiko2000; SVG: Cepheiden
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Wasserstoff-Termschema.svg>, „Wasserstoff-Termschema“,
<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/legalcode>



BOHRsches Atommodell = Schalenmodell (N. BOHR 1913)

- Das Atom besteht aus einem positiv geladenen Kern und Elektronen, die diesen auf genau festgelegten konzentrischen Bahnen strahlungsfrei umkreisen. (Widerspruch zur klassischen Physik!)
- Die Elektronen der Atomhülle lassen sich gruppenweise nach Energiestufen (= Bohrsche Bahnen) ordnen. Diese werden mit den Buchstaben K, L, M, ..., Q oder den Hauptquantenzahlen $n = 1, 2, 3, \dots, 7$ gekennzeichnet.
- Die Formel $2n^2$ gibt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe an.

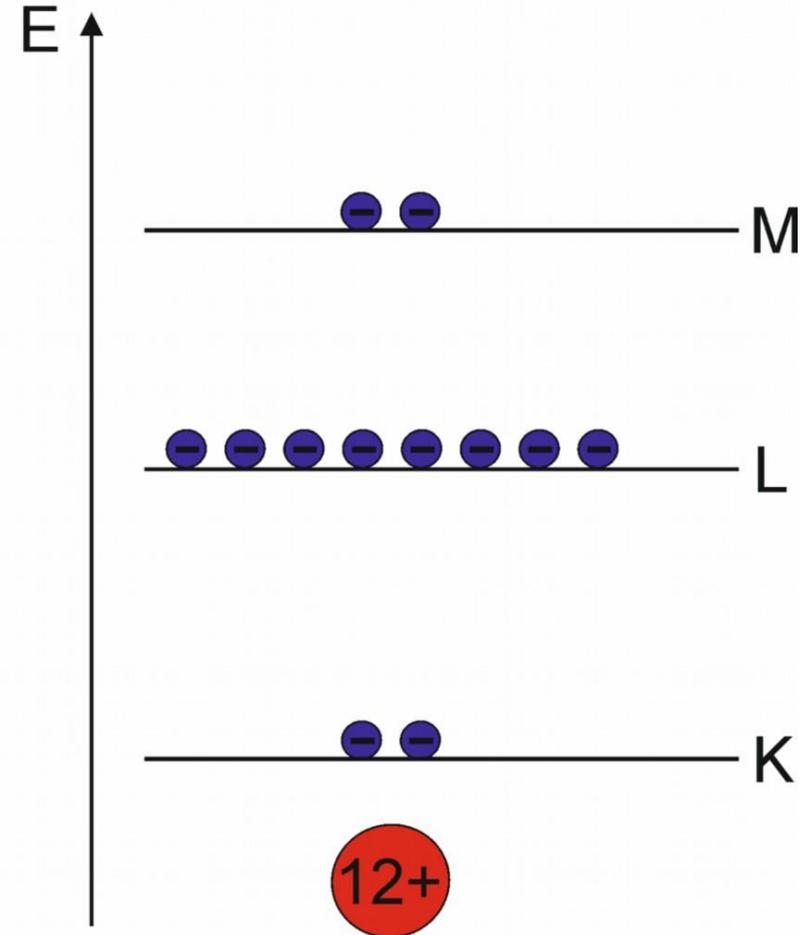
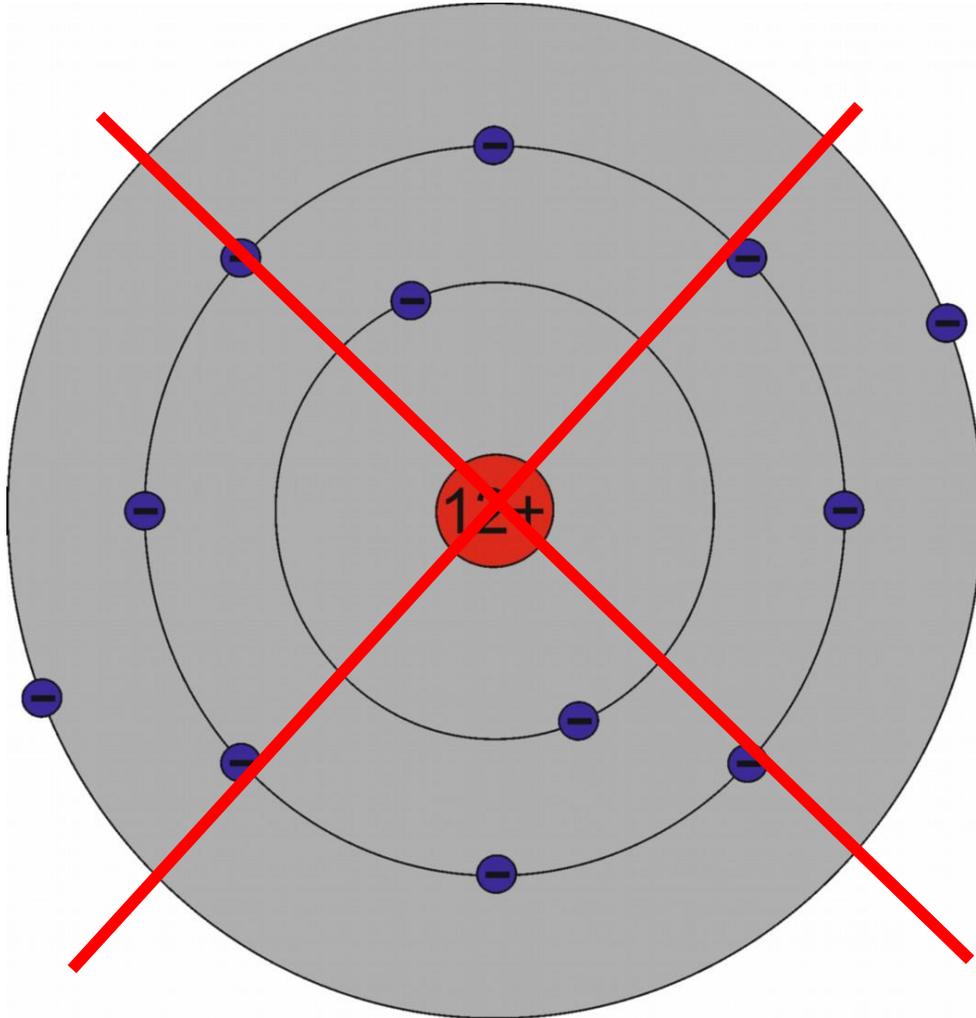
Mit dem Bohr'schen Atommodell lassen / lässt sich...

- Emissions- und Absorptionsspektren und Ionisierungsenergiediagramme erklären.
- Ionenladungszahlen und Bindigkeiten erklären.
- Nicht erklären, warum Elektronen nicht in den Kern stürzen. Eigentlich liefern die Experimente nur Aussagen über den Energieinhalt der Elektronen, aber keine über den Ort, an dem sie anzutreffen sind.

=> Es gibt keine Kreisbahnen, auf denen sich die Elektronen bewegen!



Energiestufenmodell





Reaktivierung von Vorwissen: Natrium-Resonanzfluoreszenz



Resonanzfluoreszenz von Natrium



Foto: Sebastian Reitzenstein



Funktionsweise einer Natriumdampf Lampe

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis

<https://virtuelle-experimente.de/kanone/klassisch/aufbau.php>

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis,
Abb. 2

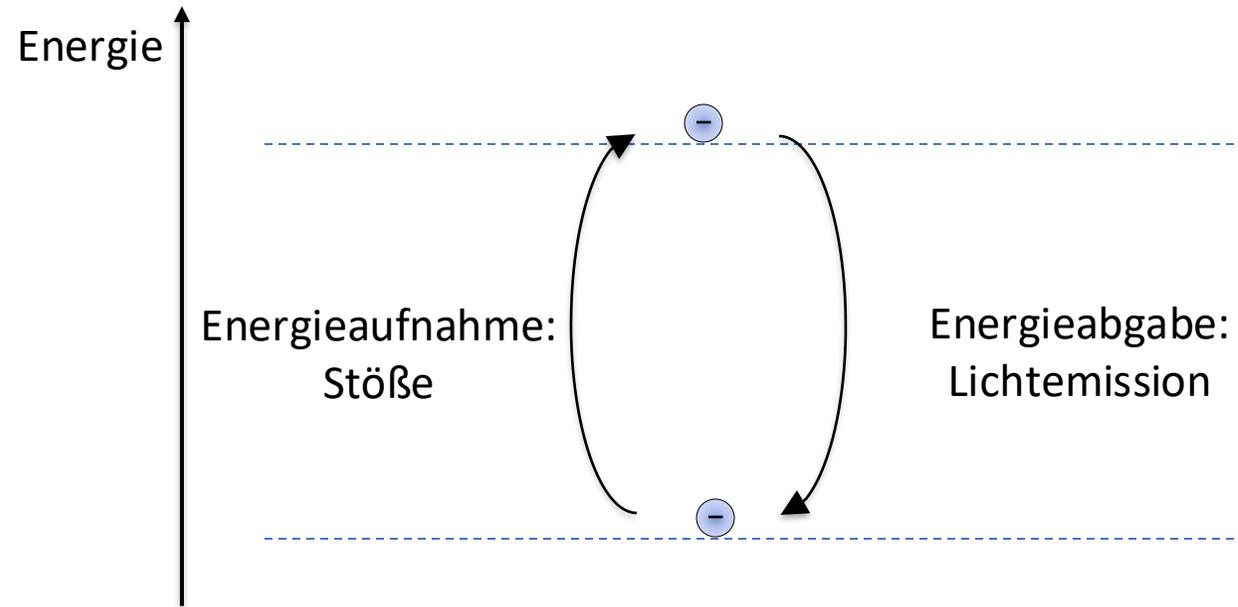
<https://www.leifiphysik.de/atompophysik/atomarer-energieaustausch/ausblick/komplexe-optische-spektren>



Funktionsweise einer Natriumdampf Lampe



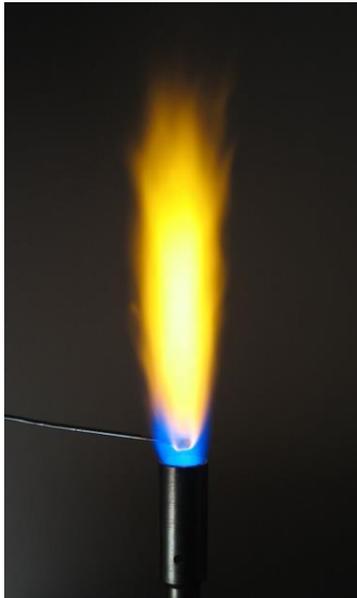
Tilman Kluge: Natriumhochdrucklampe (CC BY-SA 3.0)



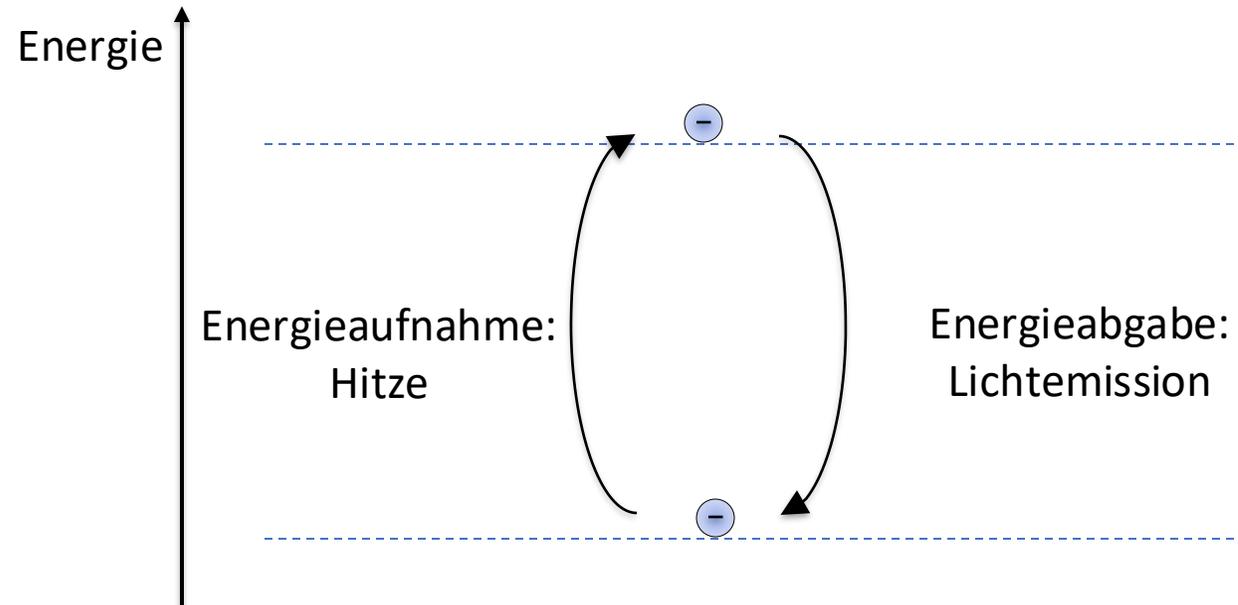
Eigene Abbildung: Sebastian Reitzenstein



Flammenfärbung von Natrium



Søren Wedel Nielsen - CC BY-SA 3.0



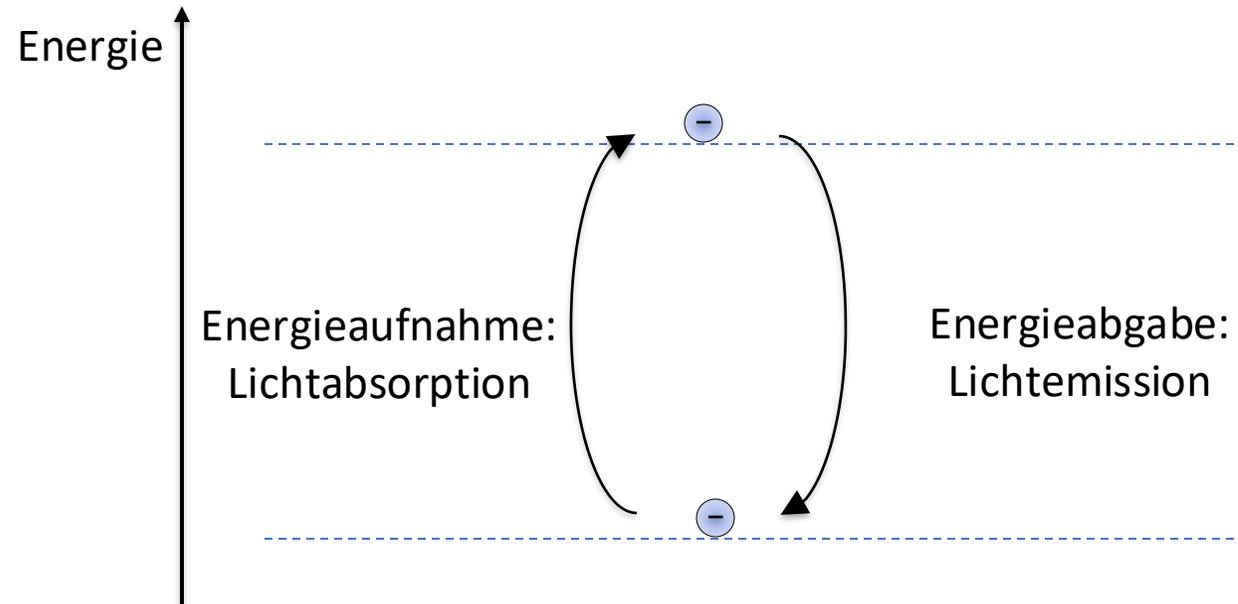
Eigene Abbildung: Sebastian Reitzenstein



Natrium-Resonanzfluoreszenz



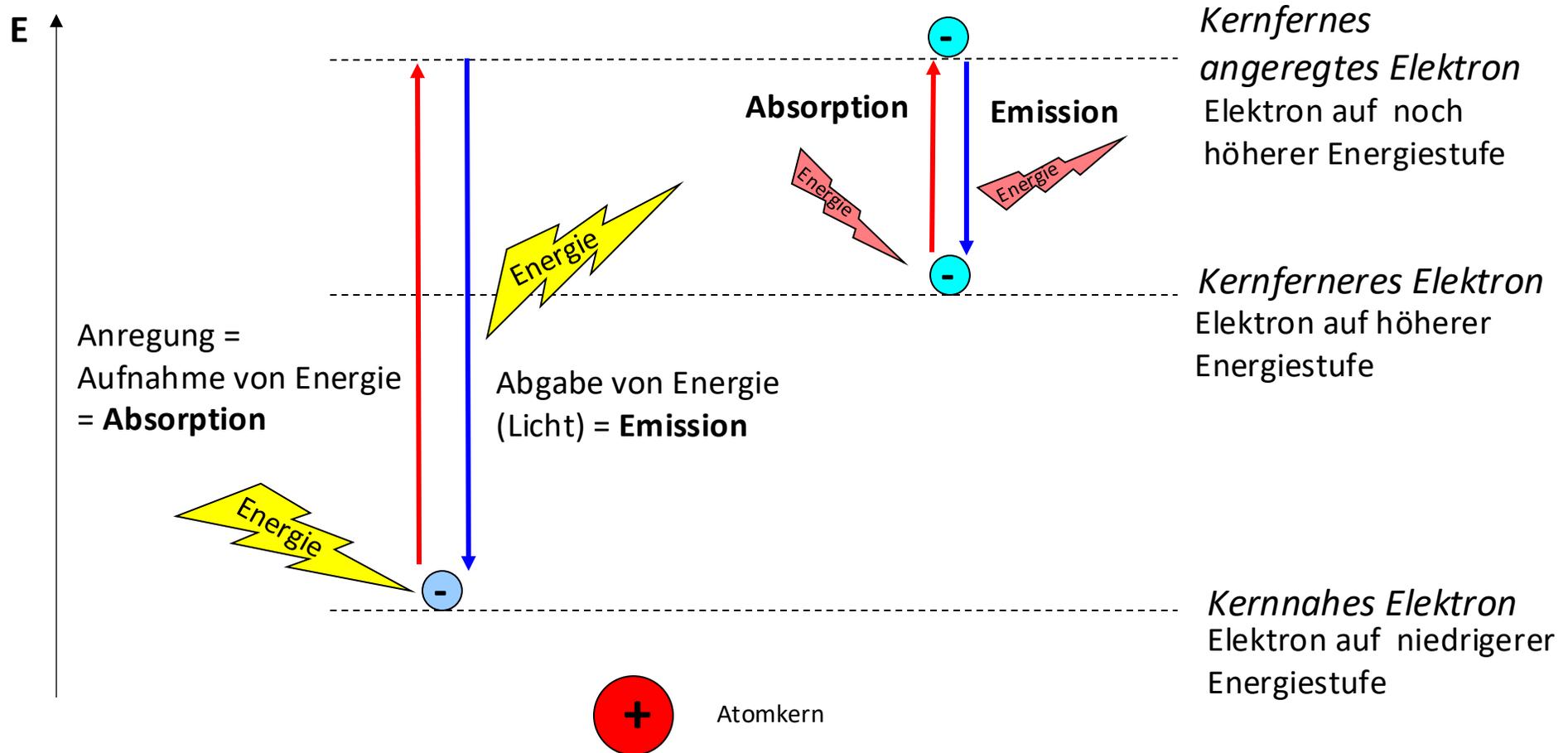
Eigenes Foto: Sebastian Reitzenstein



Eigene Abbildung: Sebastian Reitzenstein



Wie kann man sich das Zustandekommen der Flammenfarben erklären?



Bildquelle: Nikolaus Huber

Der unterschiedliche Energieinhalt der Elektronen eines Atoms kann aus der Wellenlänge des absorbierten / emittierten Lichtes berechnet werden



Übersicht – Vom Experiment zur Quantenzahl

Quantenzahl	Mögliche Werte	Bedeutung	Experiment	Alternative
Hauptquantenzahl n	1, 2, 3, ...	Hauptenergieniveau, Ausdehnung des Orbitals	Spektrum des Wasserstoff-Atoms, v.a. Balmer-Serie	
Nebenquantenzahl l	0, 1, ..., $n-1$	Untere Energiestufen, Form des Orbitals $l = 0 \rightarrow$ s-Orbital $l = 1 \rightarrow$ p-Orbitale $l = 2 \rightarrow$ d-Orbitale $l = 3 \rightarrow$ f-Orbitale	Ionisierungsenergien	Weitere Emissionsspektren
Magnetische Quantenzahl m_l	$-l, -l+1, \dots, l-1, l$	Räumliche Orientierung des Orbitals	Zeeman-Effekt: Störung der Resonanz-fluoreszenz von Natrium	Zeeman-Effekt: Klassischer Aufbau mit Fabry-Perot-Etalon
Spinquantenzahl s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Ausrichtung des Elektronenspin	Natrium-Doppellinie	Stern-Gerlach-Versuch



Übersicht – Vom Experiment zur Quantenzahl

Quantenzahl	Mögliche Werte	Bedeutung	Experiment	Alternative
Hauptquantenzahl n	1, 2, 3, ...	Hauptenergieniveau, Ausdehnung des Orbitals	Spektrum des Wasserstoff-Atoms, v.a. Balmer-Serie	
Nebenquantenzahl l	0, 1, ..., $n-1$	Untere Energiestufen, Form des Orbitals $l = 0 \rightarrow$ s-Orbital $l = 1 \rightarrow$ p-Orbitale $l = 2 \rightarrow$ d-Orbitale $l = 3 \rightarrow$ f-Orbitale	Ionisierungsenergien	Weitere Emissionsspektren
Magnetische Quantenzahl m_l	$-l, -l+1, \dots, l-1, l$	Räumliche Orientierung des Orbitals	Zeeman-Effekt: Störung der Resonanz-fluoreszenz von Natrium	Zeeman-Effekt: Klassischer Aufbau mit Fabry-Perot-Etalon
Spinquantenzahl s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Ausrichtung des Elektronenspin	Natrium-Doppellinie	Stern-Gerlach-Versuch



Wasserstoffspektrum, BALMER-Serie, Hauptquantenzahl



Balmer-Lampe

Gasentladungsröhre

atomarer
Wasserstoff

Anregung führt
zu Lichtemission



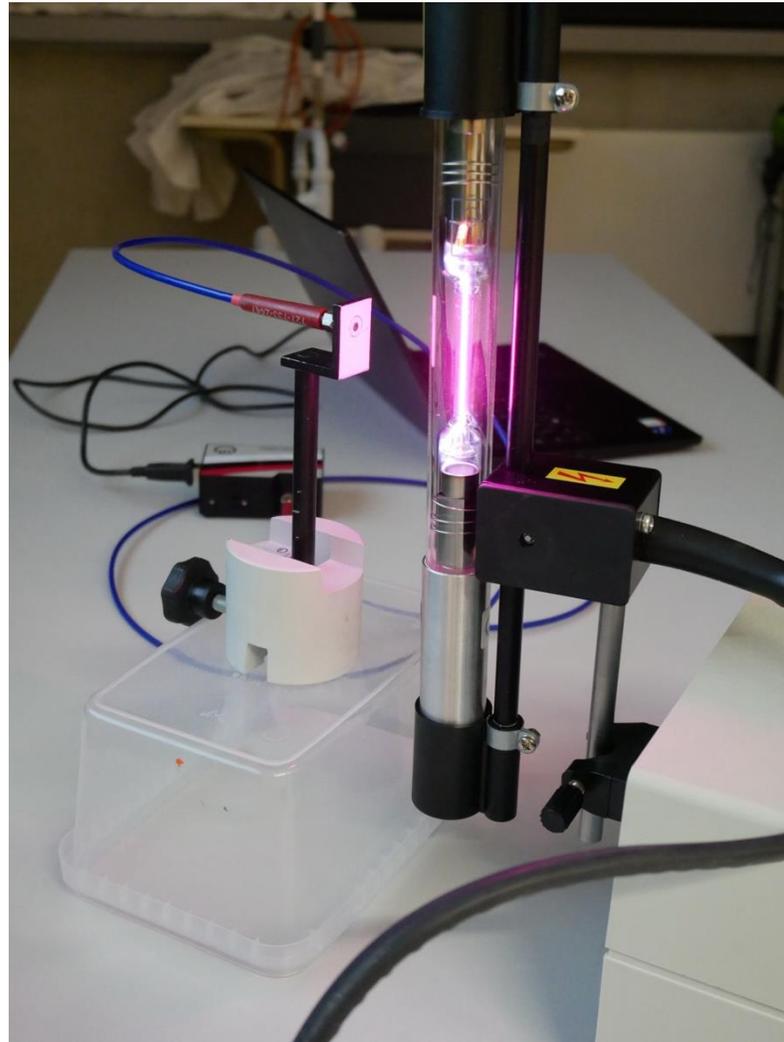
Eigene Aufnahme von Timo Wachter



Eigene Aufnahme von Timo Wachter



Versuchsaufbau

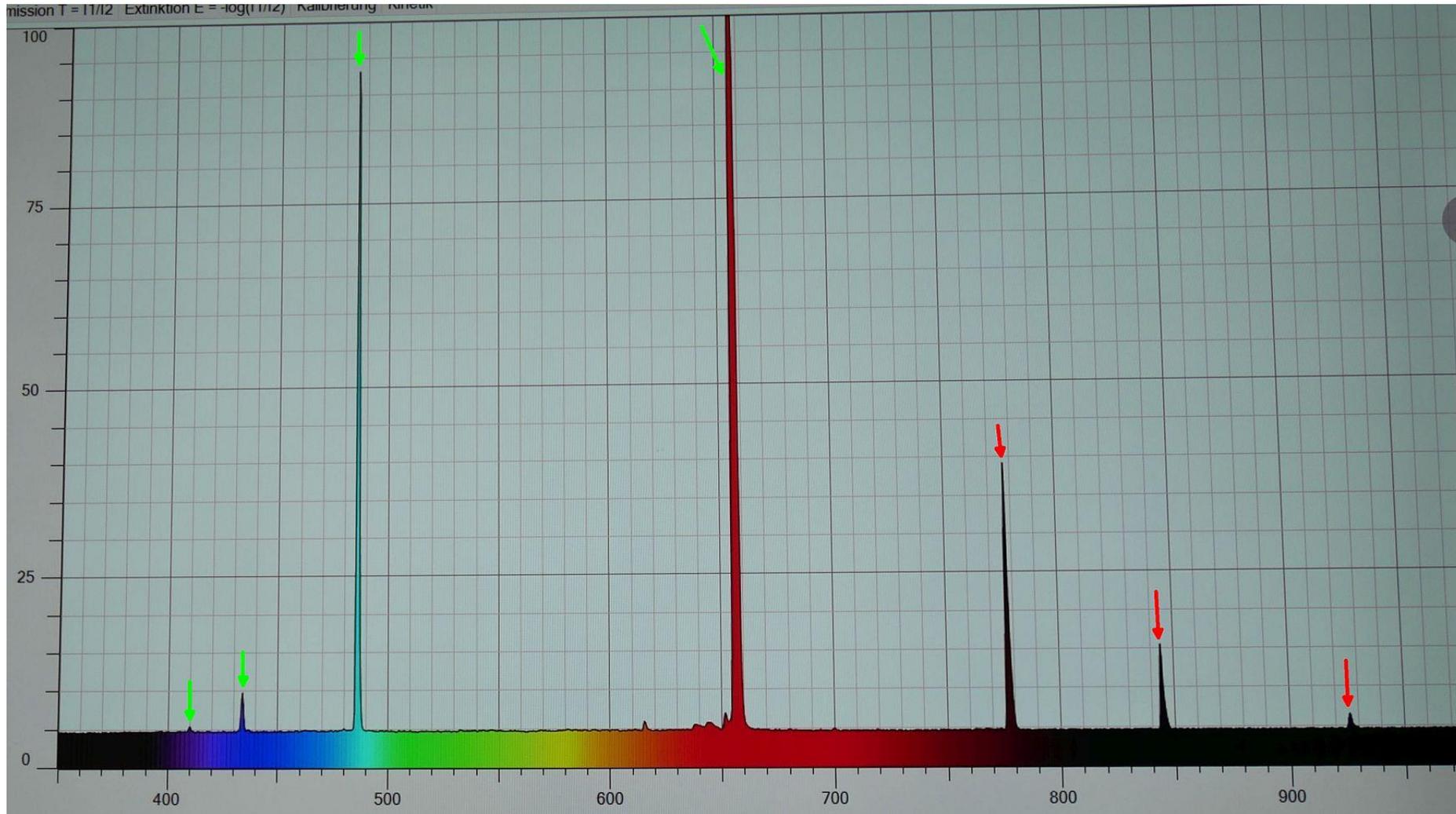


[Link zum Video auf Drive](#)

eigene Aufnahme von Rainer Wegner



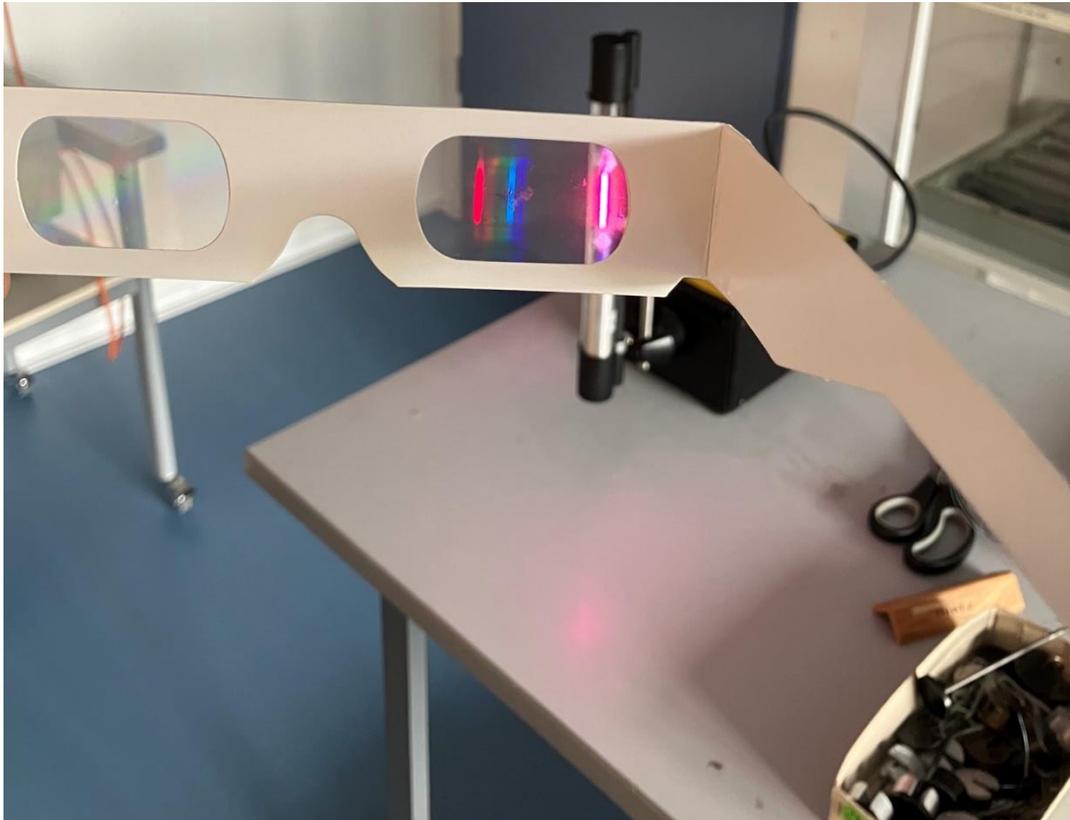
Ergebnis des Versuchsaufbau: Balmer-Serie



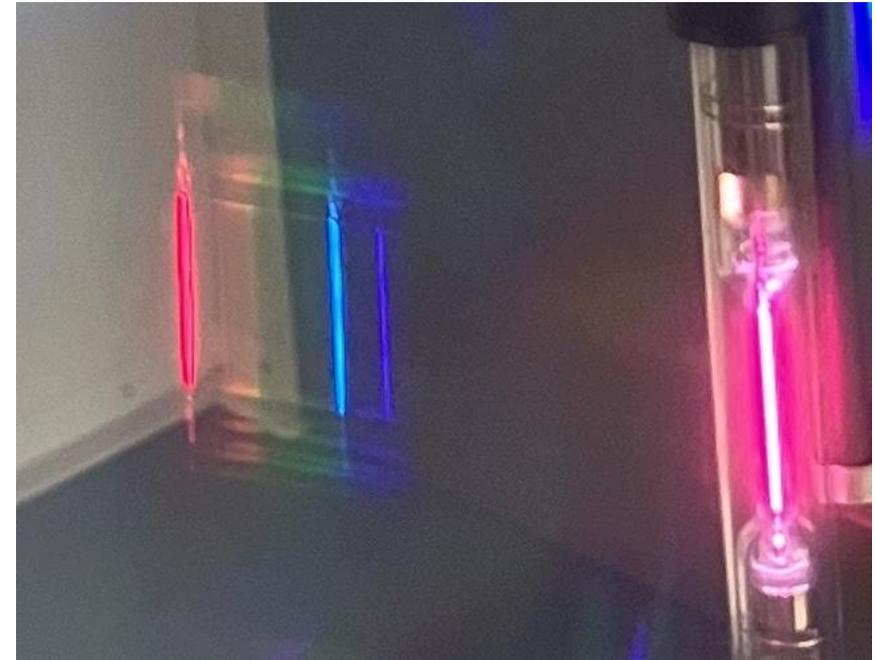
eigene Aufnahme von Rainer Wegner



Balmer-Serie mit Spektralbrille



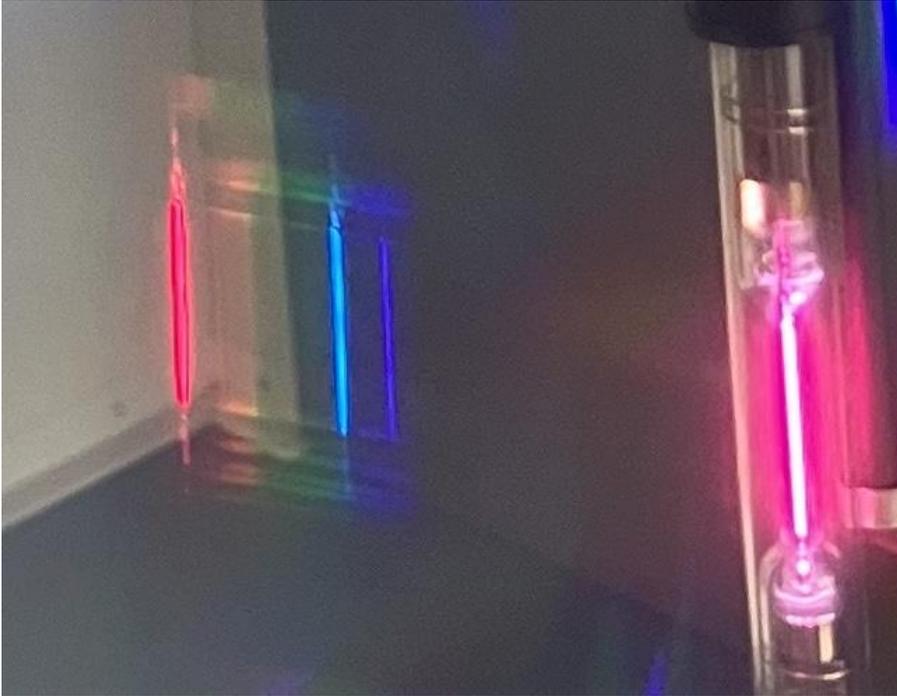
Eigene Aufnahme von Timo Wachter



Eigene Aufnahme von Timo Wachter



Balmer-Serie mit Spektralbrille



Eigene Aufnahme von Timo Wachter

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis

<https://lp.uni-goettingen.de/get/image/5094>

Experimentelle Erkenntnis:

- Es existieren verschiedene, ganz diskrete Energiestufen der Elektronen im Wasserstoffatom.
- Die Energiestufen lassen sich durch die Hauptquantenzahl n ($n = 1, 2, 3, \dots$) beschreiben.
- Je größer die Hauptquantenzahl n ist, desto höher ist die Energie der Elektronen.



Übersicht – Vom Experiment zur Quantenzahl

Quantenzahl	Mögliche Werte	Bedeutung	Experiment	Alternative
Hauptquantenzahl n	1, 2, 3, ...	Hauptenergieniveau, Ausdehnung des Orbitals	Spektrum des Wasserstoff-Atoms, v.a. Balmer-Serie	
Nebenquantenzahl l	0, 1, ..., $n-1$	Untere Energiestufen, Form des Orbitals $l = 0 \rightarrow$ s-Orbital $l = 1 \rightarrow$ p-Orbitale $l = 2 \rightarrow$ d-Orbitale $l = 3 \rightarrow$ f-Orbitale	Ionisierungsenergien	Weitere Emissionsspektren
Magnetische Quantenzahl m_l	$-l, -l+1, \dots, l-1, l$	Räumliche Orientierung des Orbitals	Zeeman-Effekt: Störung der Resonanz-fluoreszenz von Natrium	Zeeman-Effekt: Klassischer Aufbau mit Fabry-Perot-Etalon
Spinquantenzahl s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Ausrichtung des Elektronenspin	Natrium-Doppellinie	Stern-Gerlach-Versuch



Nebenquantenzahlen, 1. Ionisierungsenergien

Patrick



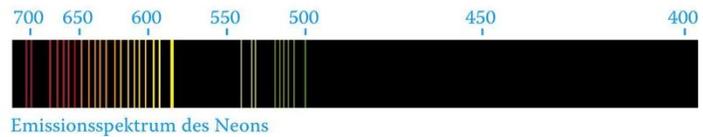
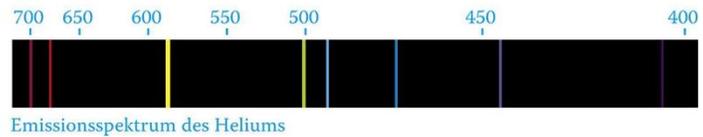
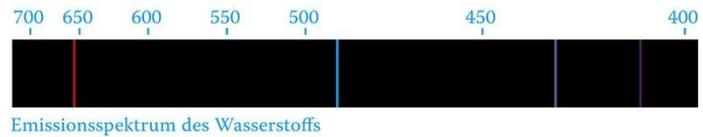
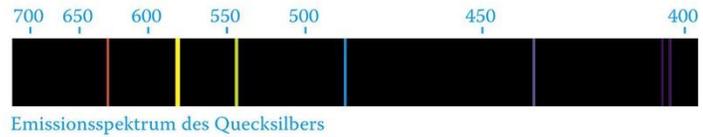
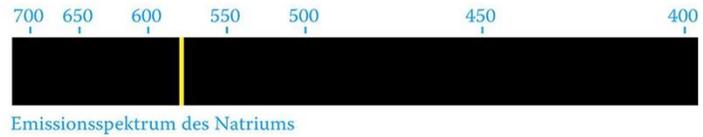
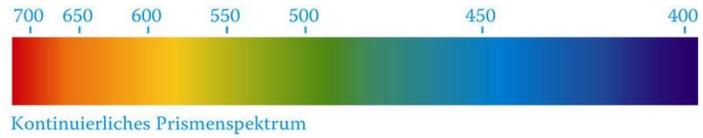
Spektralanalyse von Gasen

H5P-Anwendung:

<https://www.leifiphysik.de/atomphysik/atomarer-energieaustausch/versuche/emissionsspektren-von-spektralroehren-ibe-der-fu-berlinqua-lis-nrw>



Spektrallinien von Mehrelektronensystemen



Quelle:
CC BY SA Günter Baars, PH Bern
<https://www.phbern.ch/dienstleistungen/unterrichtsmidien/ideenset-quantenchemie-und-chemie-farbiger-stoffe/leitprogramm-1-quantenchemie-und-chemische-bindung>



Untereenergiestufen – Ionisierungsenergie

Verlauf der 1. Ionisierungsenergie bei den Atomarten mit den Ordnungszahlen 1 - 20

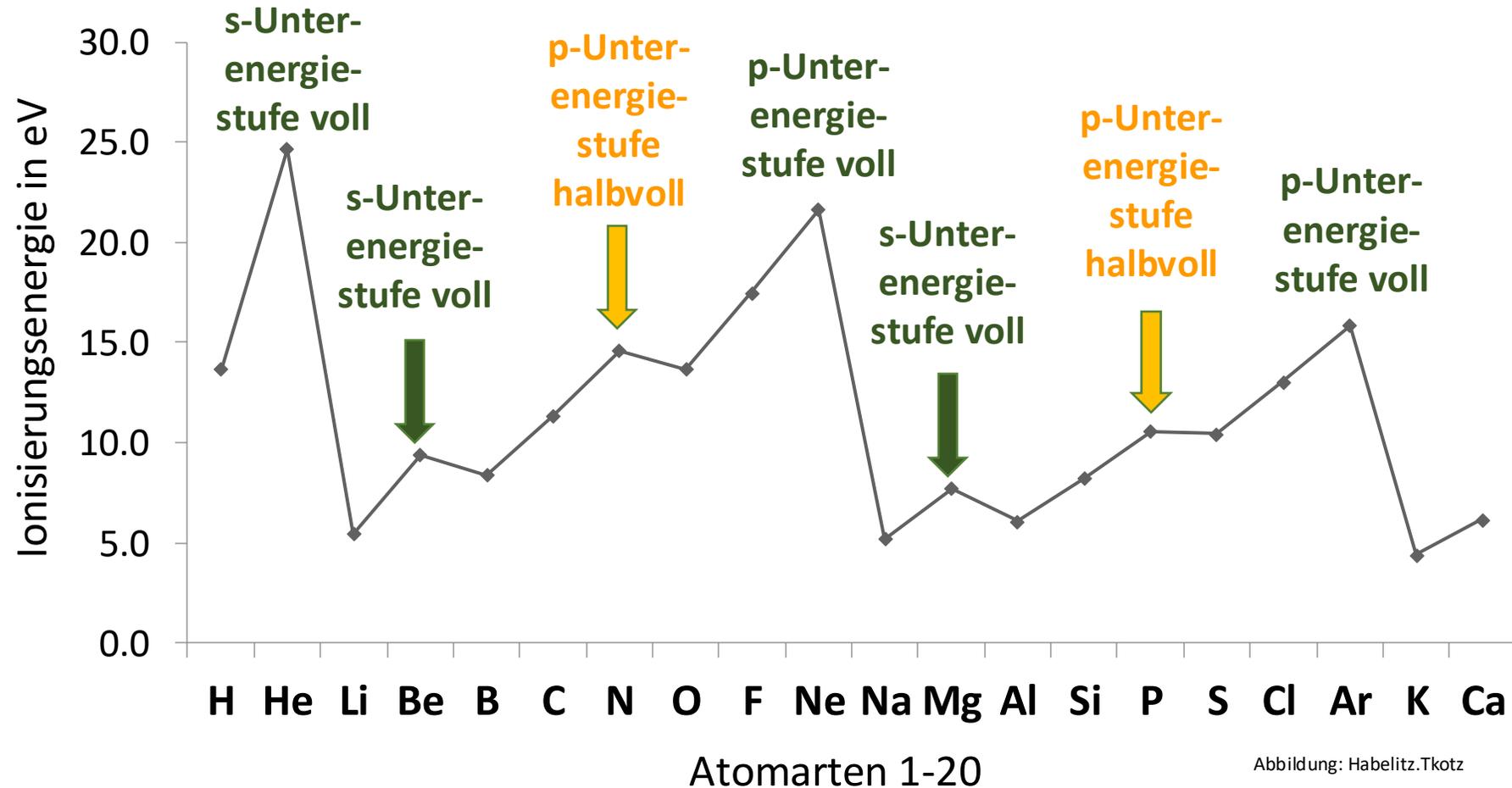


Abbildung: Habelitz.Tkotz



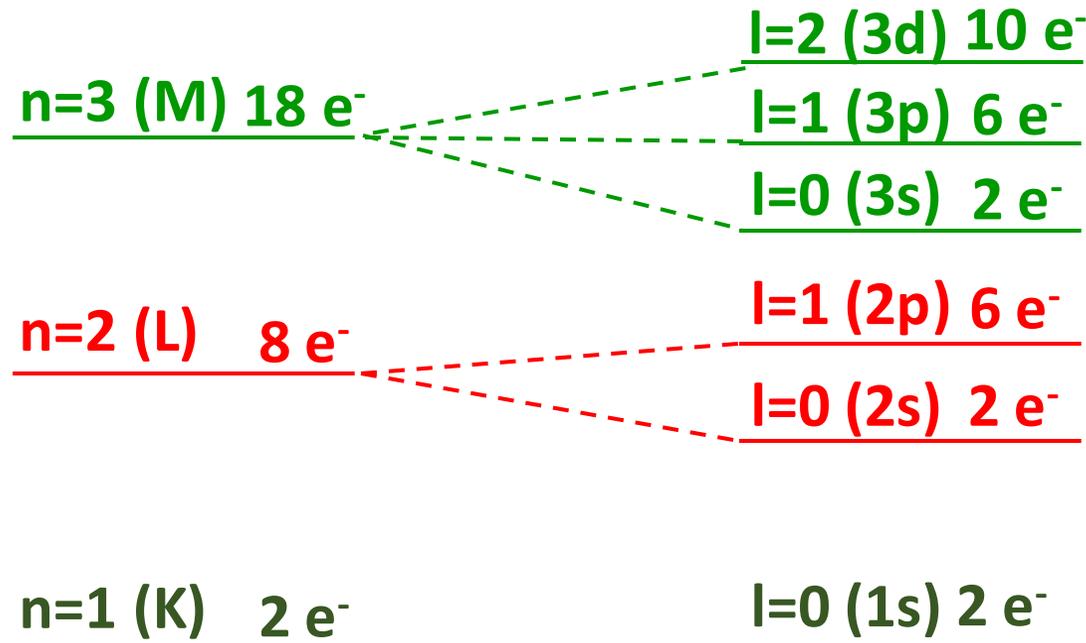
Untereenergiestufen – Ionisierungsenergie

Aus den kleineren **Sprüngen** im Verlauf des Ionisierungsenergiediagramms lässt sich folgern, dass die Hauptenergiestufen K, L, M,... (Hauptquantenzahlen $n=1, 2, 3, \dots$)

... in **Untereenergiestufen s, p, d, f (Nebenquantenzahlen $l = 0, 1, 2, 3$)** gegliedert sind.

Die Anzahl der Untereenergiestufen entspricht der Hauptquantenzahl.

Hauptquantenzahl (-energiestufe) Nebenquantenzahl (Untereenergiestufe)

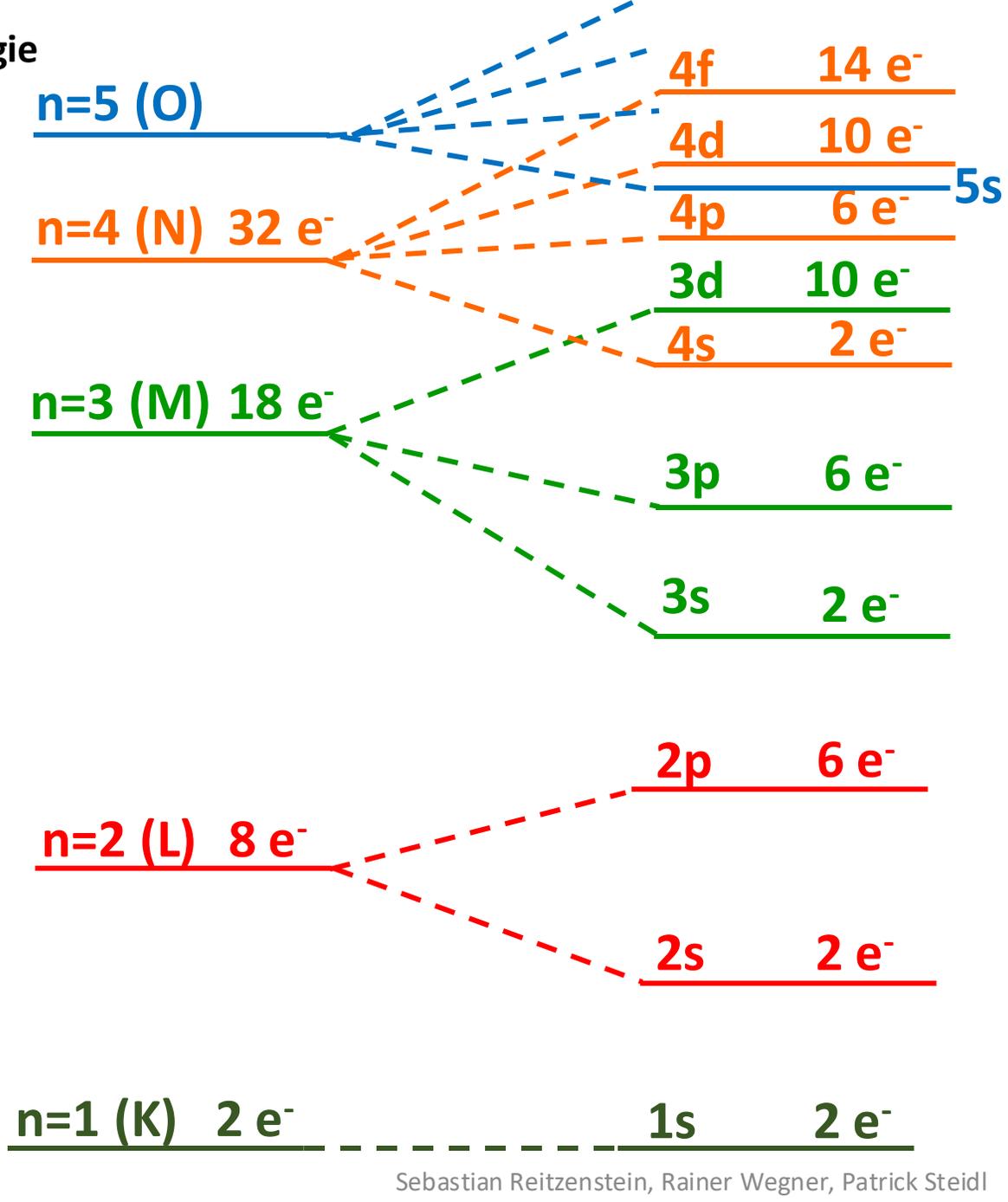


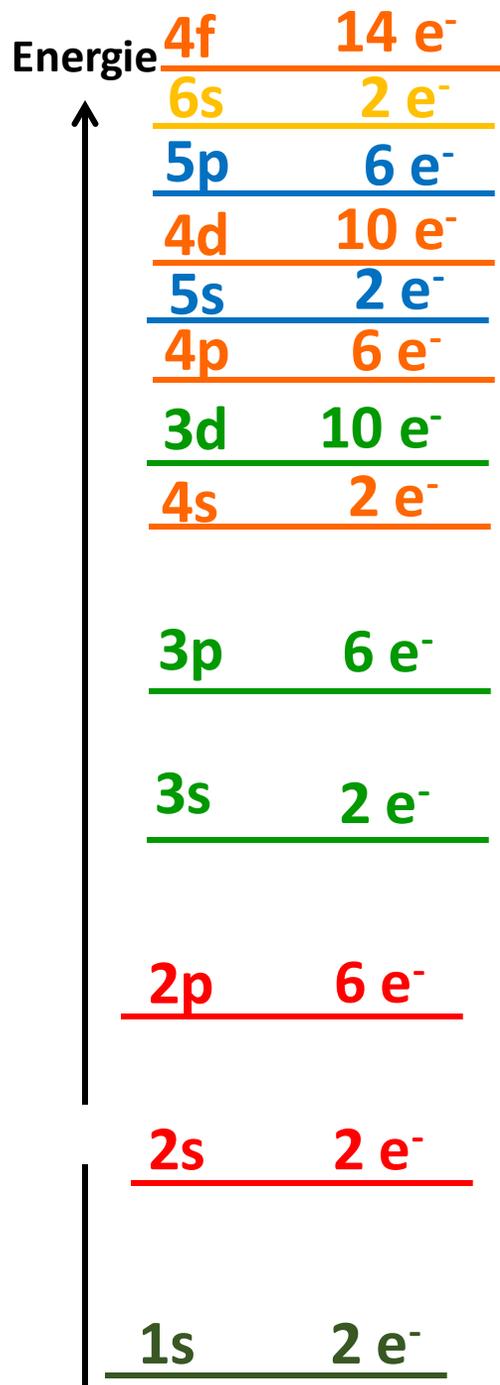
Maximale Elektronenzahl pro Untereenergiestufe:

s $l=0$	$2 e^-$
p $l=1$	$6 e^-$
d $l=2$	$10 e^-$
f $l=3$	$14 e^-$



Energie





Zusammenhang zwischen der Besetzung der Unterenergiestufen und der Stellung im Periodensystem

7s	7p	7d	7f
6s	6p	6d	6f
5s	5p	5d	5f
4s	4p	4d	4f
3s	3p	3d	
2s	2p		
1s			



Farbgebung des klappbaren Periodensystems

I		II																III										IV										V										VI										VII										VIII	
1	1 H Hydrogen																																																																			4 He Helium	
2	3 Li Lithium	4 Be Beryllium	Farbcodes und Datenbalken														Bestimmung der Elektronenkonfiguration										Legende										Periodensystem der Atom-/Ionendaten										Schale										10 Ne Neon												
3	11 Na Natrium	12 Mg Magnesium	Elementensymbol, Name, Ordnungszahl, Atomgewicht, etc.														Bestimmung der regulären Elektronenkonfiguration										Legende										Periodensystem der Atom-/Ionendaten										Schale										18 Ar Argon												
4	19 K Kalium	20 Ca Calcium	Elementensymbol, Name, Ordnungszahl, Atomgewicht, etc.														Bestimmung der regulären Elektronenkonfiguration										Legende										Periodensystem der Atom-/Ionendaten										Schale										36 Kr Krypton												
5	37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	Elementensymbol, Name, Ordnungszahl, Atomgewicht, etc.														Bestimmung der regulären Elektronenkonfiguration										Legende										Periodensystem der Atom-/Ionendaten										Schale										54 Xe Xenon												
6	55 Cs Cäsium	56 Ba Baryum	Elementensymbol, Name, Ordnungszahl, Atomgewicht, etc.														Bestimmung der regulären Elektronenkonfiguration										Legende										Periodensystem der Atom-/Ionendaten										Schale										86 Rn Radon												
7	87 Fr Francium	88 Ra Radium	Elementensymbol, Name, Ordnungszahl, Atomgewicht, etc.														Bestimmung der regulären Elektronenkonfiguration										Legende										Periodensystem der Atom-/Ionendaten										Schale										118 Og Oganesson												

hellbraun: Elektronen werden in n=1- Stufe gefüllt
 rosa: Elektronen werden in n=2-Stufe gefüllt
 grün: Elektronen werden in n=3-Stufe gefüllt
 braun: n=4-Stufe

s-Untereenergiestufe wird aufgefüllt

d-Untereenergiestufe wird aufgefüllt

p-Untereenergiestufe wird aufgefüllt

Periodensystem: CC BY SA Axel Schaz, Bertha-von-Suttner-Gymnasium Neu Ulm

Eine Druckvorlage kann beim Autor angefragt werden.



Übersicht – Vom Experiment zur Quantenzahl

Quantenzahl	Mögliche Werte	Bedeutung	Experiment	Alternative
Hauptquantenzahl n	1, 2, 3, ...	Hauptenergieniveau, Ausdehnung des Orbitals	Spektrum des Wasserstoff-Atoms, v.a. Balmer-Serie	
Nebenquantenzahl l	0, 1, ..., $n-1$	Untere Energiestufen, Form des Orbitals $l = 0 \rightarrow$ s-Orbital $l = 1 \rightarrow$ p-Orbitale $l = 2 \rightarrow$ d-Orbitale $l = 3 \rightarrow$ f-Orbitale	Ionisierungsenergien	Weitere Emissionsspektren
Magnetische Quantenzahl m_l	$-l, -l+1, \dots, l-1, l$	Räumliche Orientierung des Orbitals	Zeeman-Effekt: Störung der Resonanz-fluoreszenz von Natrium	Zeeman-Effekt: Klassischer Aufbau mit Fabry-Perot-Etalon
Spinquantenzahl s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Ausrichtung des Elektronenspin	Natrium-Doppellinie	Stern-Gerlach-Versuch



Magnetquantenzahl, ZEEMAN-Effekt



Magnetquantenzahl - Zeeman-Effekt (normal)

Aussprache:
[ˈzeːman]



Bild von Rainer Wegner

Hintergrund:

<https://lp.uni-goettingen.de/get/text/1631>

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis

Quelle:

Atom- und Quantenphysik. Haken, H., Wolf, H.C.; 8. Aufl., 2004, Springer Berlin Heidelberg New York; S. 100 f.



Magnetquantenzahl - Zeeman-Effekt (normal)

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis

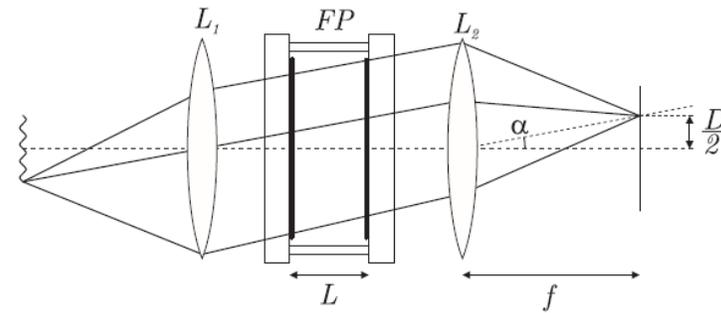
Screenshot: Ohne Magnetfeld: Schattenwurf einer Flamme mit Na-Flammenfärbung vor einer Natrium-Dampflampe.

Screenshot: Mit Magnetfeld: Kein Schattenwurf der Flamme mit Na-Flammenfärbung vor einer Natrium-Dampflampe.

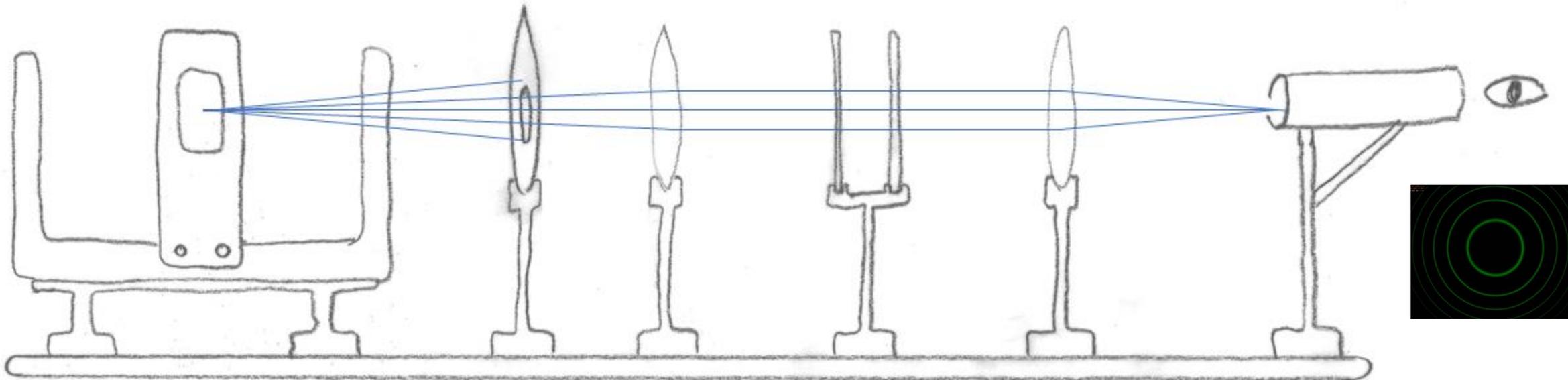
Film: https://www.youtube.com/watch?v=6Qv8Ue9uG_4



Magnetquantenzahl – ZEEMAN-Effekt (normal)



Fabry-Pérot-Etalon

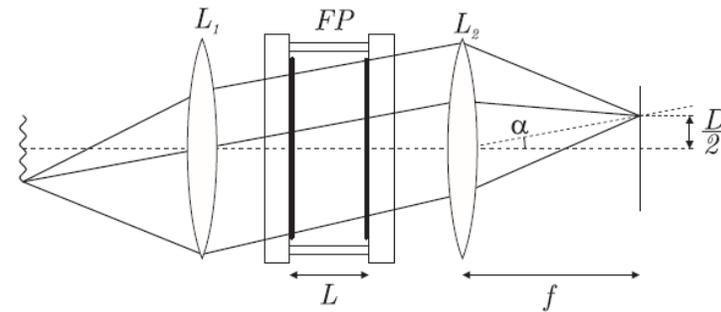


Eigene Zeichnung: Sebastian Reitzenstein

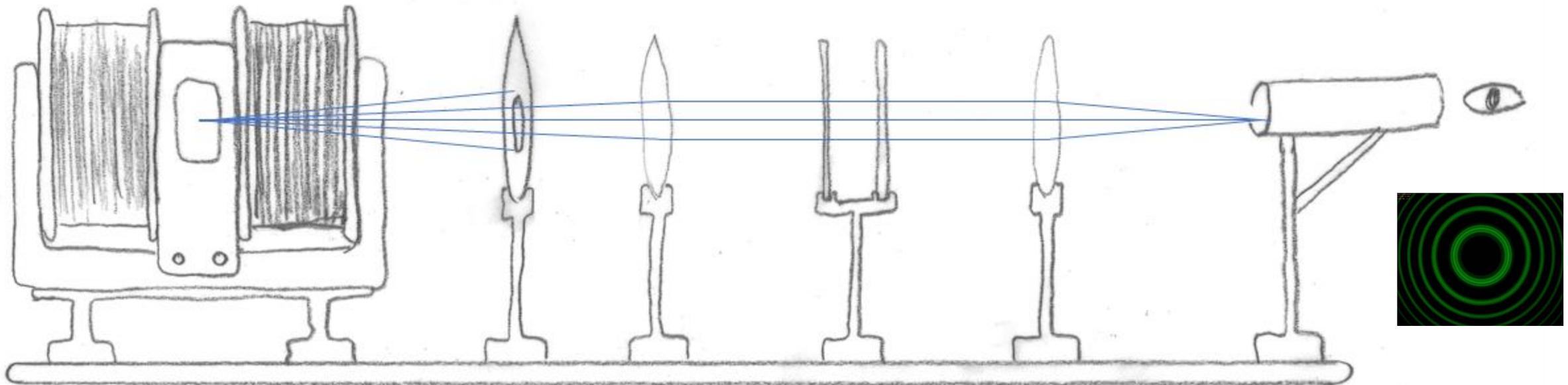
Abb. Strahlengang Etalon von Lolojonas24 - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=97853363>



Magnetquantenzahl – ZEEMAN-Effekt (normal)



Fabry-Pérot-Etalon



Zeichnung: Sebastian Reitzenstein

Abb. Strahlengang Etalon von Lolojonas24 - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=97853363>



Magnetquantenzahl – ZEEMAN-Effekt (normal)

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis

Abbildung aus
urheberrechtlichen
Gründen entfernt

s. Quellenverweis

[Quelle: Physics Experiment: LEAI-26 Zeeman Effect Apparatus with Electromagnet \(lambdasys.com\)](https://www.lambdasys.com/physics-experiment-leai-26-zeeman-effect-apparatus-with-electromagnet)

Ohne angelegtes Magnetfeld

mit angelegtem Magnetfeld



Magnetquantenzahl – ZEEMAN-Effekt (normal)

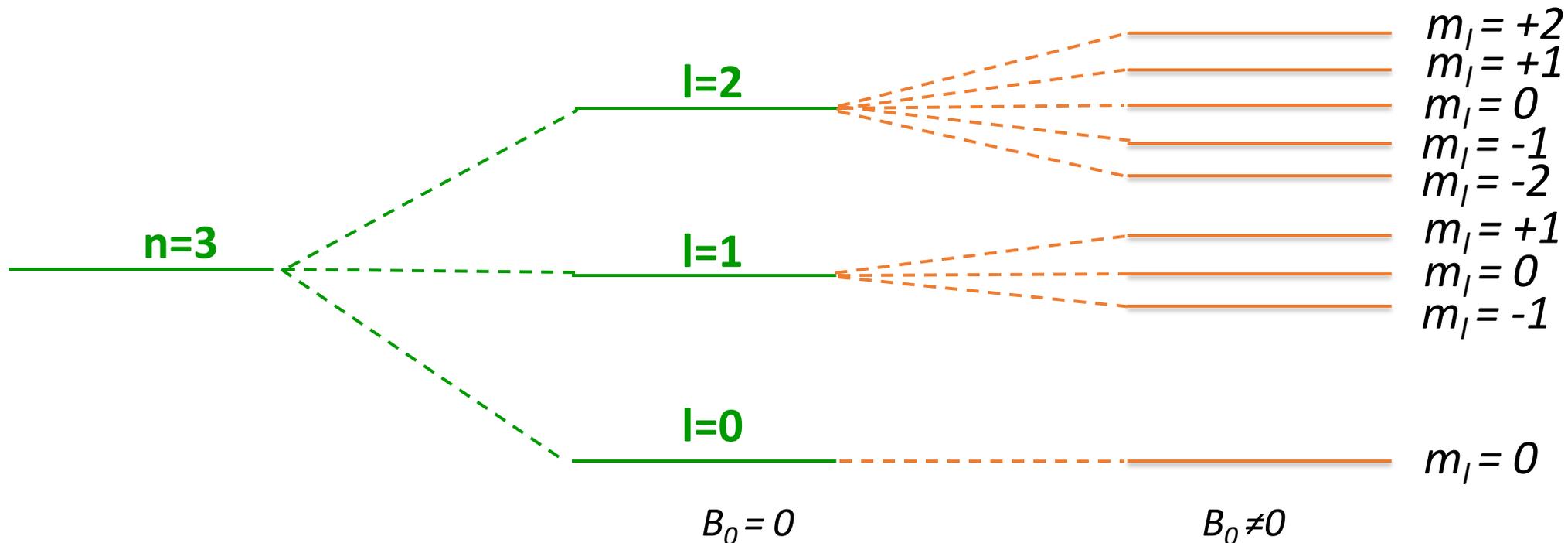
Einführung einer weiteren Quantenzahl: Magnetquantenzahl m bzw. m_l

Hauptquantenzahl n

Nebenquantenzahl l

Magnetquantenzahl m_l

Werte für $l = 0, 1, 2, 3, < n$ $m_l = -l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, \dots, (l-1), l$





Lehrerinfo - Nebenquantenzahl

Weitere Infos:

https://www.uni-ulm.de/fileadmin/website_uni_ulm/nawi.inst.251/Didactics/quantenchemie/html/OrbitalF.html



Übersicht – Vom Experiment zur Quantenzahl

Quantenzahl	Mögliche Werte	Bedeutung	Experiment	Alternative
Hauptquantenzahl n	1, 2, 3, ...	Hauptenergieniveau, Ausdehnung des Orbitals	Spektrum des Wasserstoff-Atoms, v.a. Balmer-Serie	
Nebenquantenzahl l	0, 1, ..., $n-1$	Untere Energiestufen, Form des Orbitals $l = 0 \rightarrow$ s-Orbital $l = 1 \rightarrow$ p-Orbitale $l = 2 \rightarrow$ d-Orbitale $l = 3 \rightarrow$ f-Orbitale	Ionisierungsenergien	Weitere Emissionsspektren
Magnetische Quantenzahl m_l	$-l, -l+1, \dots, l-1, l$	Räumliche Orientierung des Orbitals	Zeeman-Effekt: Störung der Resonanz-fluoreszenz von Natrium	Zeeman-Effekt: Klassischer Aufbau mit Fabry-Perot-Etalon
Spinquantenzahl s	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	Ausrichtung des Elektronenspin	Natrium-Doppellinie	Stern-Gerlach-Versuch

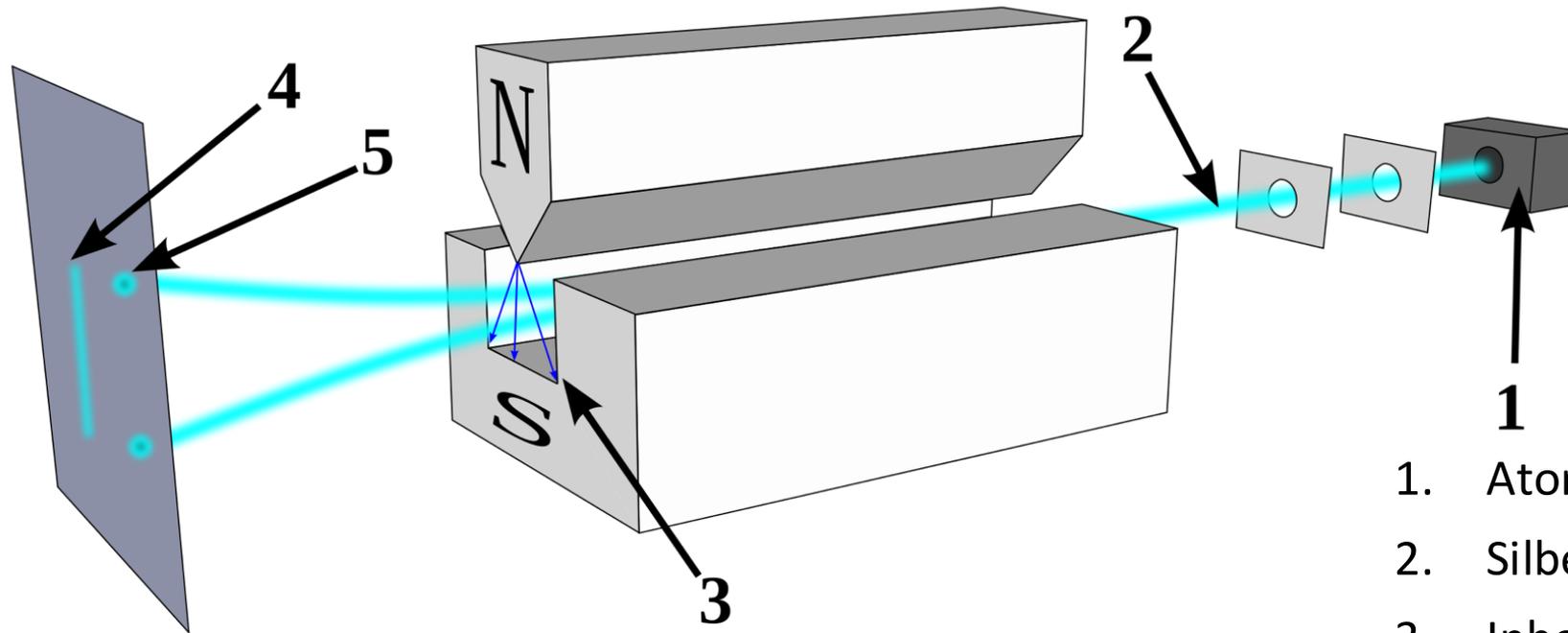


Spinquantenzahl, Stern-Gerlach-Experiment



Spinquantenzahl – STERN-GERLACH-VERSUCH

1922: O. STERN und W. GERLACH beobachten erstmals die Richtungsquantelung von Drehimpulsen



1. Atomstrahlofen ($>1000^{\circ}\text{C}$)
2. Silberatomstrahl
3. Inhomogenes Magnetfeld
4. Klassisch erwartete Verteilung
5. Tatsächliche Verteilung

Tatoute (https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Stern-Gerlach_experiment_svg.svg),
<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/legalcode>



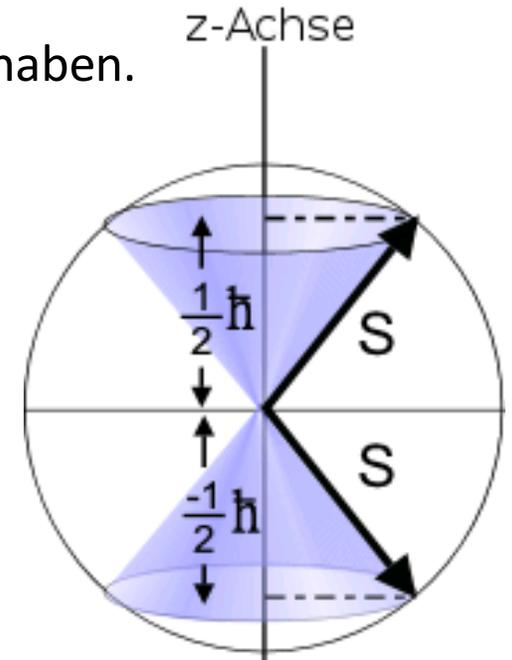
Spinquantenzahl – STERN-GERLACH-VERSUCH

- => Ag-Atome erfahren Kräfte parallel oder antiparallel zur Feldrichtung.
- => Magnetisches Moment eines Atoms wird durch die Gesamtheit der Bahndrehimpulse, sowie der Spins (Eigendrehimpulse) aller seiner Elektronen gebildet (Drehimpuls \vec{S}).
- => Der Eigendrehimpuls kann (in z-Richtung) nur die Spinquantenzahl $+\frac{1}{2}$ oder $-\frac{1}{2}$ haben.
- => Elektronenkonfiguration Ag-Atom: $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$

Abgeschlossene Energieniveaus:
Drehimpuls = 0
(1. HUND'sche Regel)

Gesamtdrehimpuls besteht nur aus dem Spin dieses Elektrons

- => das Ag-Atom verhält sich wie ein einzelnes Spin- $\frac{1}{2}$ - Teilchen
- => Ablenkung entweder nach oben oder unten



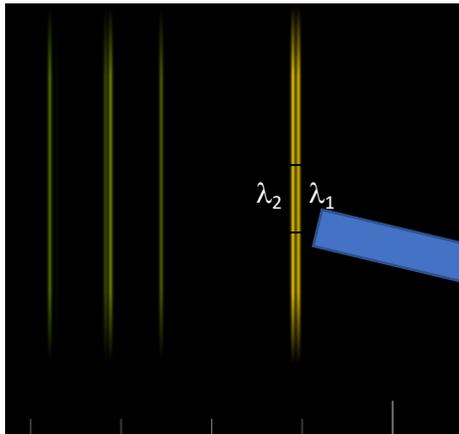
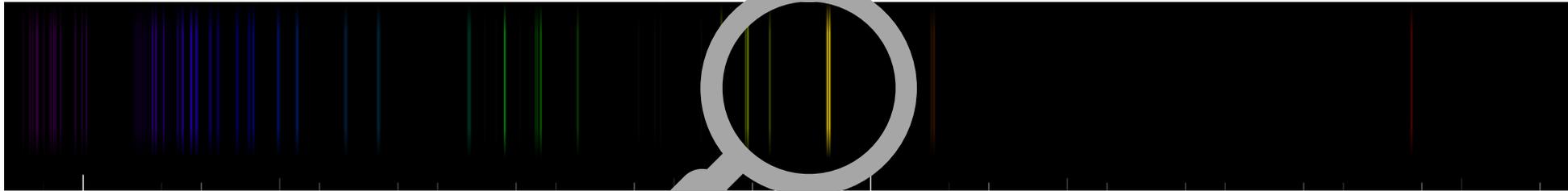
Theresa Knott
(https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Projektion_von_S_auf_die_z-Achse_fuer_spin_einhalbe_Teilchen.PNG),
„Projektion von S auf die z-Achse fuer spin einhalbe Teilchen“, <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/legalcode>



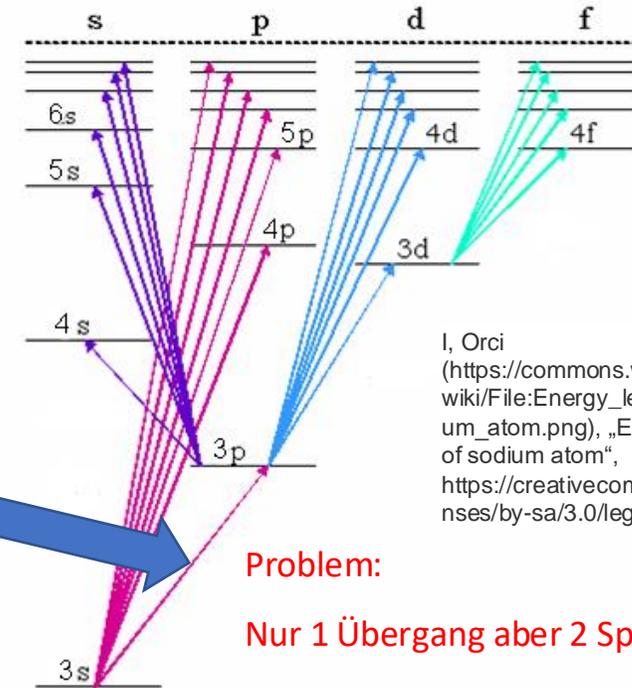
Spinquantenzahl, Na-Doppellinie



Feinstruktur der Linienspektren



Abbildungen: Spektrallinien aus NIST Atomic Spectra Database (ver. 5.11) (<https://physics.nist.gov/asd>)



I, Orci
(https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Energy_levels_of_sodium_atom.png), „Energy levels of sodium atom“, <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/legalcode>

Problem:

Nur 1 Übergang aber 2 Spektrallinien



Na-Doppellinie



Foto von Martin Schwab

[Video des Versuchsaufbaus](#)

Versuchsbeschreibung z.B. unter: <https://vla.iap.physik.tu-darmstadt.de/experiment/813/description/>

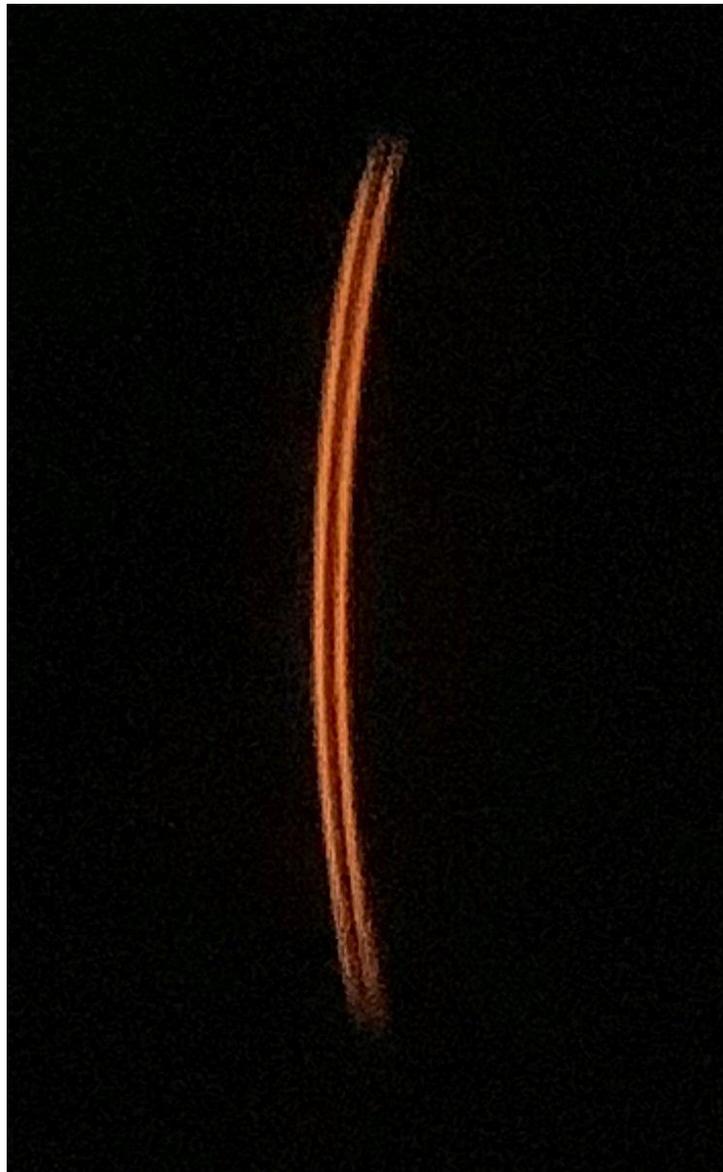
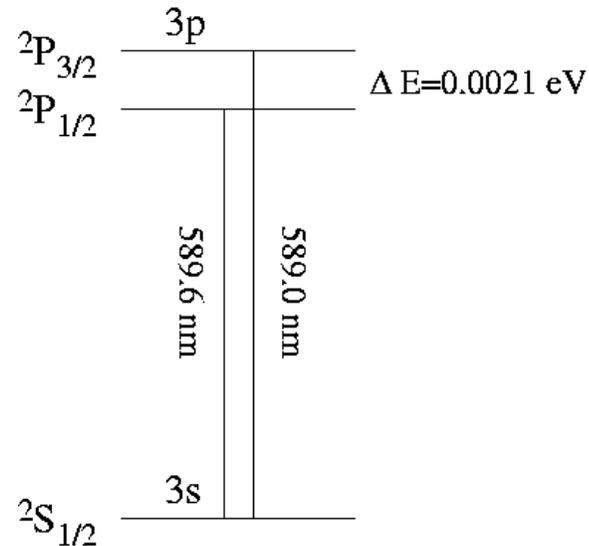


Foto von Rainer Wegner



Spinquantenzahl – Natrium-Doppellinie

1925: S.A. GOUDSMITH und G.E. UHLENBECK postulieren die Existenz des Elektronenspins.



- Na-D-Doppellinie
- 3p-Zustand ist in 2 Zustände mit verschiedenen Gesamtdrehimpulsen aufgespalten
- Ursache: Spin-Bahn-Kopplung des Elektronenspins mit dem Bahndrehimpuls
- Parallele oder antiparallele Ausrichtung von Elektronenspin und Bahndrehimpuls

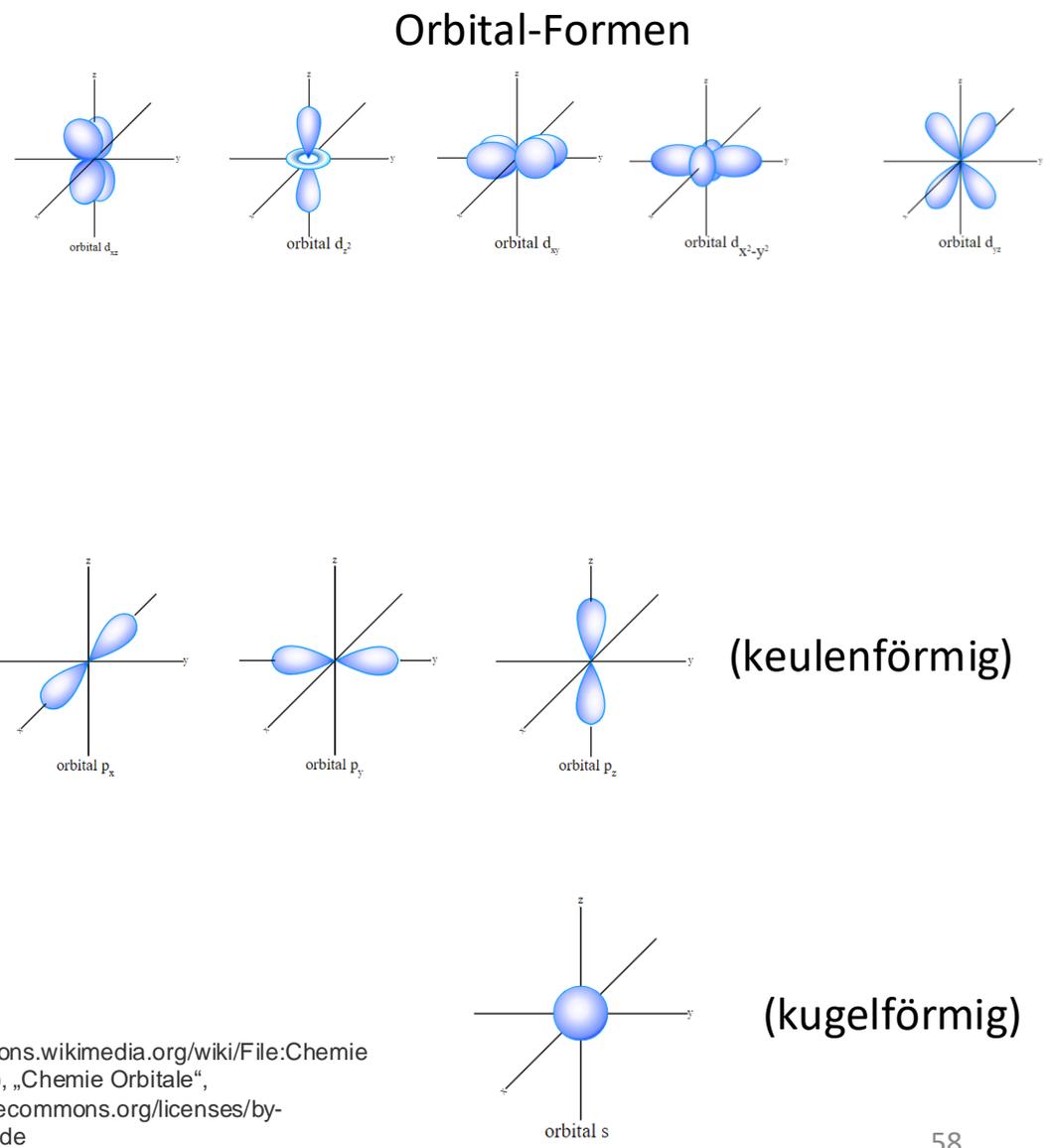
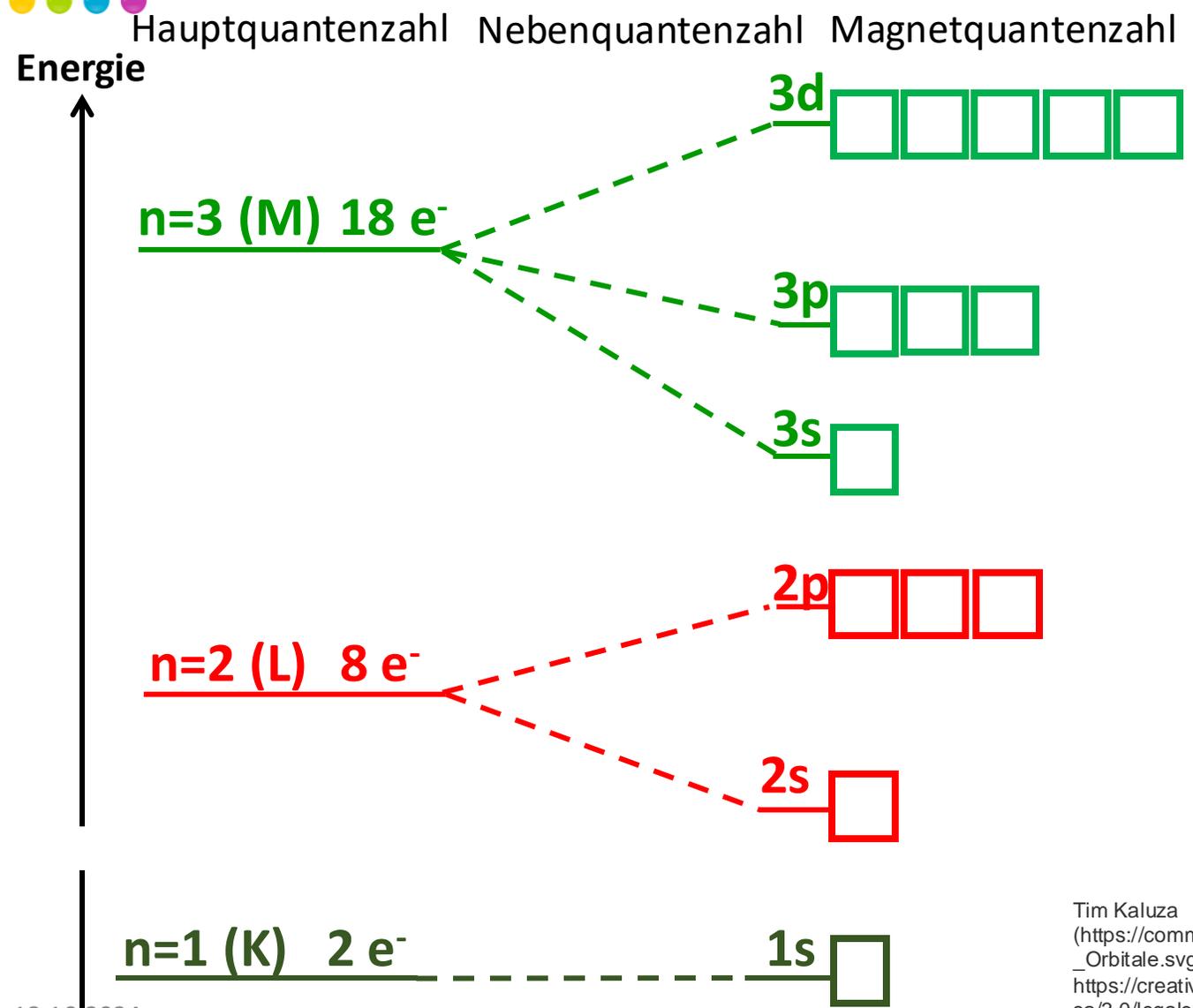
No machine-readable author provided. Wrongfilter assumed (based on copyright claims).
(<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:NaD-terms.png>), „NaD-terms“,
<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/legalcode>



Orbitale, Elektronenkonfiguration



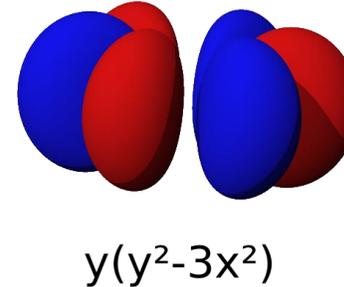
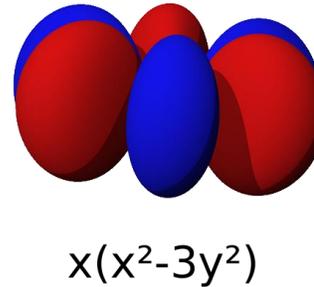
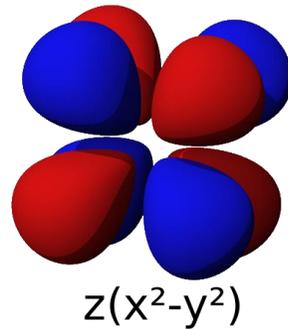
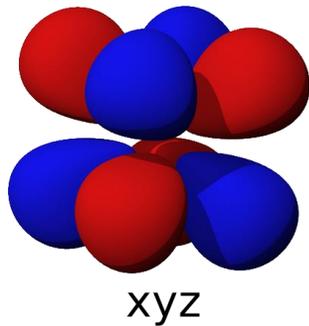
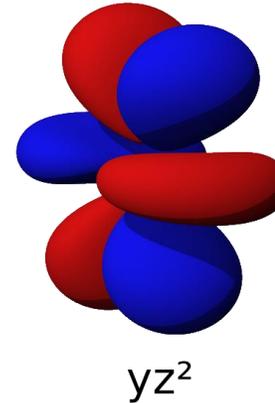
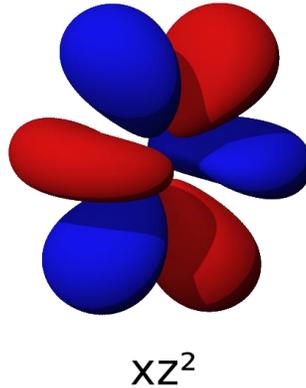
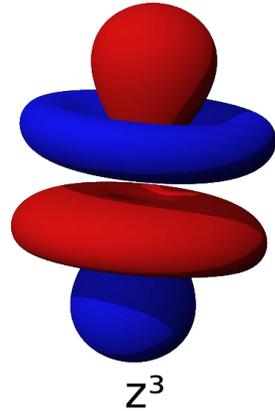
Atomorbitale – Kästchenschreibweise und wahrscheinliche Aufenthaltsräume



Tim Kaluza
https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Chemie_Orbitale.svg, „Chemie Orbitale“,
<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/legalcode>



Atomorbitale – Kästchenschreibweise und wahrscheinliche Aufenthaltsräume



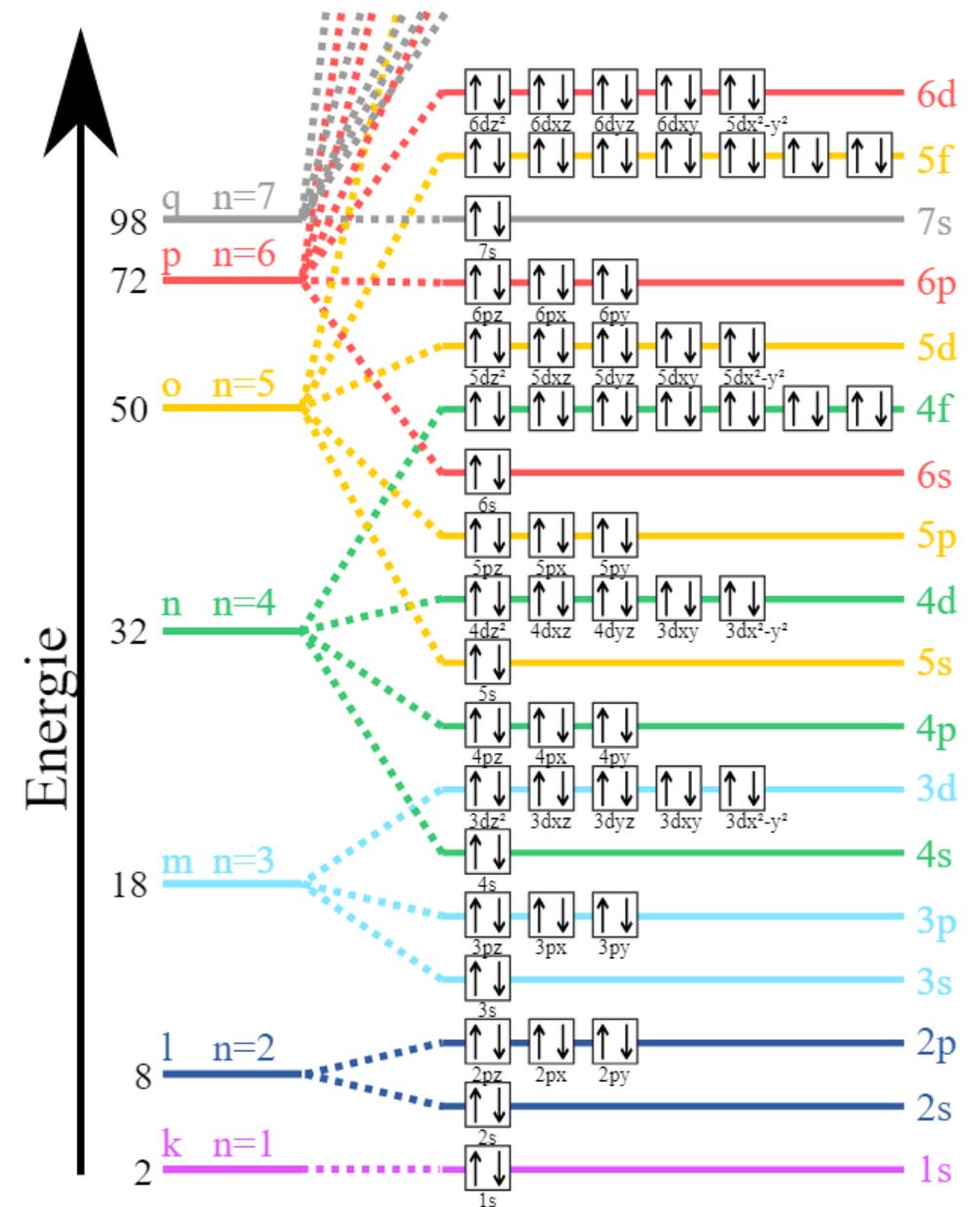
7 f-Orbitale
(rosettenförmig)

Abbildung: Orbitale von https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/da/F_orbital.png



Elektronenkonfiguration von Atomen und Atom-Ionen

- 1) Aufbauprinzip:** „Auffüllen“ vom energieärmsten Niveau her. Energetische Reihung ergibt sich aus „n+l“-Regel, ☐ Merkschema
- 2) Pauli-Ausschlussprinzip:** Zwei Elektronen in einem Atom können nicht in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen können.
- 3) Hundsche Regel:** Wenn für die Elektronen eines Atoms mehrere energiegeliche Orbitale zur Verfügung stehen, werden diese zuerst je einfach und mit parallelem Spin besetzt (formeller Begriff: „Maximale Multiplizität“).



Quelle: Flexxxv, Public domain, via Wikimedia Commons



Kästchenschreibweise: Vorgehen

7s	7p	7d	7f
6s	6p	6d	6f
5s	5p	5d	5f
4s	4p	4d	4f
3s	3p	3d	
2s	2p		
1s			

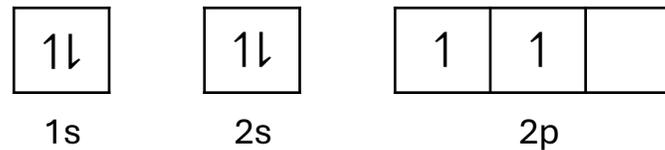
Abbildungen von Sebastian Reitzenstein

Aus Merkhilfe (und damit aus der „n+l“-Regel):

Energetische Reihung 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

Beispiel Kohlenstoff:

Kästchenschreibweise



Verkürzte Notation:



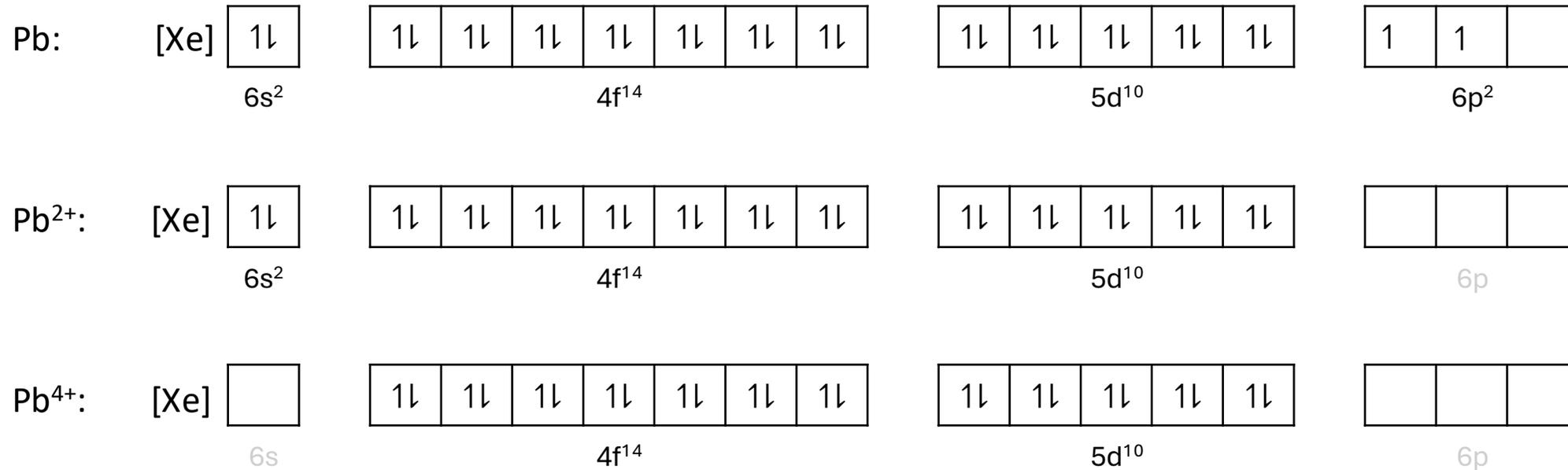


Kästchenschreibweise: Ionenladungen

Sonderfälle:

1) Voll- oder halbbesetzte Unterenergieniveaus sind besonders stabil:

Beispiel 1: EK(Pb⁴⁺)



Abbildungen von Sebastian Reitzenstein

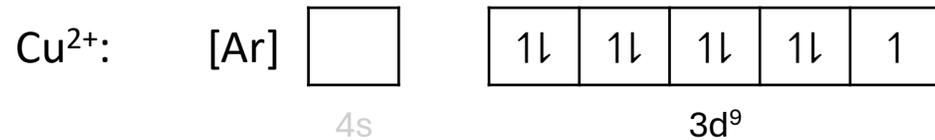
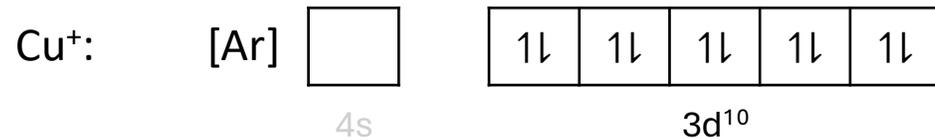
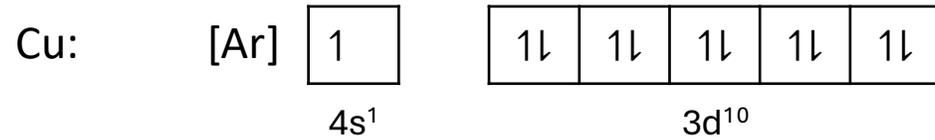


Kästchenschreibweise: Ionenladungen

Sonderfälle:

1) Voll- oder halbbesetzte Unterenergieniveaus sind besonders stabil:

Beispiel 2: EK(Cu)



Abbildungen von Sebastian Reitzenstein

