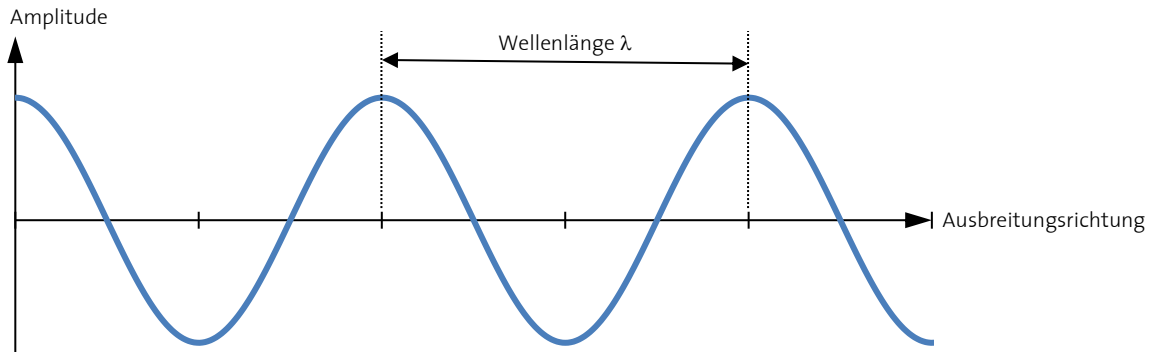


3.6 Das Atommodell von Bohr

3.6.1 Elektromagnetische Strahlung

Zu den elektromagnetischen Strahlen gehören Radiowellen, Infrarotstrahlung, Licht, Röntgenstrahlen und γ -Strahlen. Man kann sie als Wellenbewegungen auffassen, die sich im Raum fortpflanzen.



Elektromagnetische Wellen werden durch folgende Grössen charakterisiert:

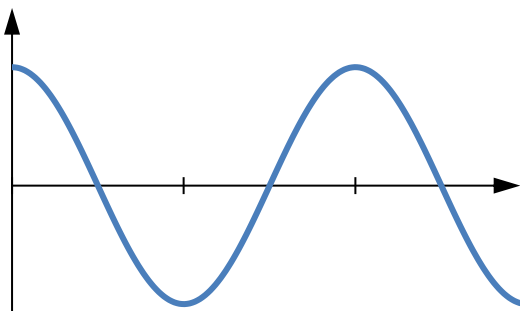
- Die **Wellenlänge λ** , welche dem Abstand zwischen zwei „Wellenbergen“ entspricht.
- Die **Amplitude A** , wobei die Intensität (Helligkeit) einer Strahlung proportional zu A^2 ist.
- Die **Frequenz ν** , welche der Anzahl „Wellenberge“ entspricht, die einen bestimmten Ort während einer Sekunde passieren.
- Die **Ausbreitungsgeschwindigkeit**. Elektromagnetischen Wellen breiten sich unabhängig von ihrer Wellenlänge λ mit der Lichtgeschwindigkeit c aus.

Die **Energie E** einer elektromagnetischen Welle ist abhängig von ihrer Frequenz ν respektive von der Wellenlänge λ . Es gilt folgender Zusammenhang:

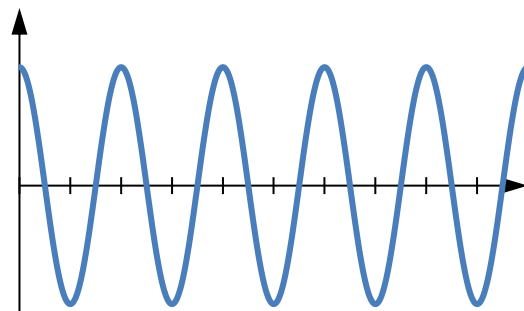
$$E = h \cdot \nu = \frac{c \cdot h}{\lambda}$$

E : Energie der elektromagnetischen Welle in J
 h : Plancksches Wirkungsquantum ($6.62608 \cdot 10^{-34}$ Js)
 ν : Frequenz der elektromagnetischen Welle in $\text{Hz} = \text{s}^{-1}$
 c : Lichtgeschwindigkeit ($2.99792458 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$)
 λ : Wellenlänge der elektromagnetischen Welle in m

- Je grösser die Frequenz ν einer elektromagnetischen Welle, desto grösser ist ihre Energie
- Je kleiner die Wellenlänge λ einer elektromagnetischen Welle, desto grösser ist ihre Energie



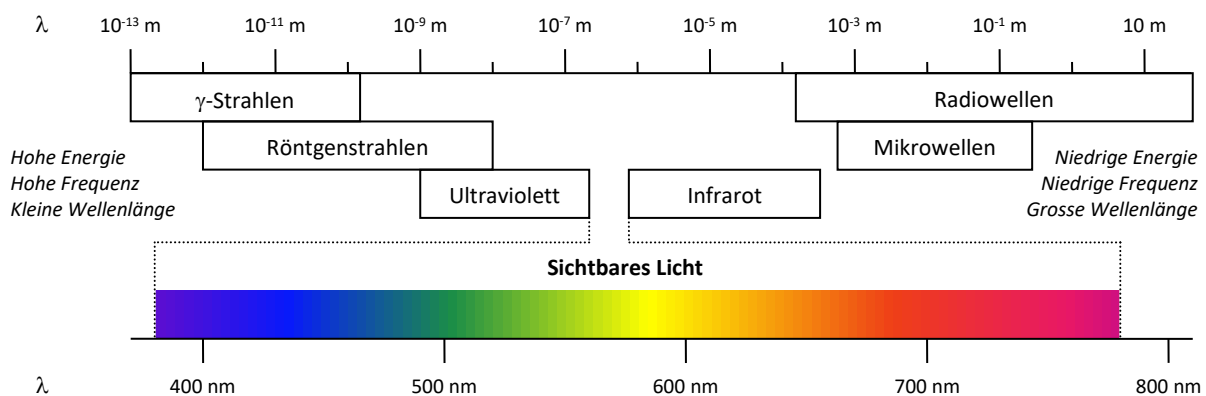
Elektromagnetische Welle mit kleiner Energie, grosser Wellenlänge λ und kleiner Frequenz



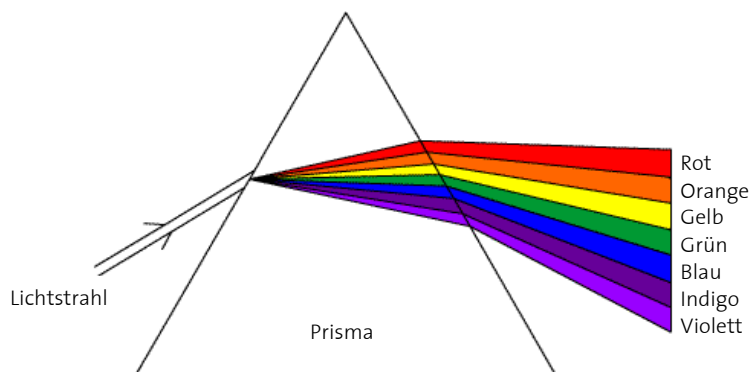
Elektromagnetische Welle mit grosser Energie, kleiner Wellenlänge λ und grosser Frequenz

3.6.2 Sichtbares Licht

Betrachtet man das gesamte Spektrum der elektromagnetischen Wellen, so fällt vor allem der grosse Wellenlängenbereich auf, welcher von 10^{-13} m bis mehr als 10 m reicht. Dabei weisen γ -Strahlen, welche aus dem radioaktiven Zerfall von Atomkernen stammen, sehr kleine Wellenlängen auf, Radiowellen hingegen besitzen sehr grosse Wellenlängen. Das sichtbare Licht macht nur einen kleinen Teil des Spektrums der elektromagnetischen Wellen aus und weist Wellenlängen zwischen 380 und 780 nm (1 Nanometer = 10^{-9} m) auf. Dabei entspricht jeder Wellenlänge eine ganz bestimmte Farbe.



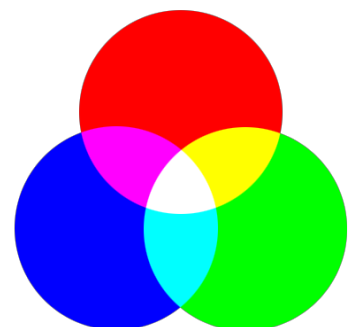
Eine erstaunliche Beobachtung lässt sich machen, wenn weisses Licht (z.B. Sonnenlicht) durch ein Prisma geschickt wird. Der Lichtstrahl wird dabei in die Regenbogenfarben aufgespalten, die ohne scharfe Grenzen ineinander übergehen. Man spricht in diesem Fall vom kontinuierlichen Spektrum. Weisses Licht ist also offensichtlich die Summe aller Farben dieses kontinuierlichen Spektrums und besteht damit aus Licht verschiedener Wellenlängen und Energien.



Wellenlänge λ	Farbe	Komplementärfarbe
400 nm	Violett	Grünlichgelb
425 nm	Indigoblau	Gelb
450 nm	Blau	Orange
490 nm	Blaugrün	Rot
510 nm	Grün	Purpur
530 nm	Gelbgrün	Violett
580 nm	Gelb	Indigoblau
590 nm	Orange	Blau
640 nm	Rot	Blaugrün
730 nm	Purpur	Grün

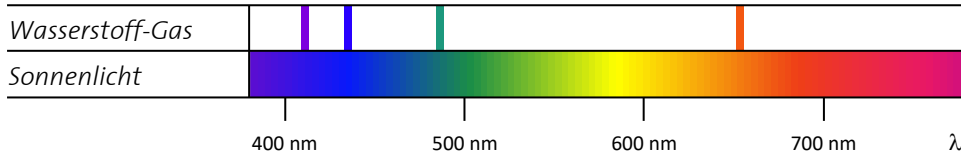
Wie nimmt der Mensch Farben wahr?

Beim Sehvorgang treffen die Lichtstrahlen auf die Netzhaut des Auges und regen die etwa 6 Millionen Zapfen und die ca. 20-mal häufigeren Stäbchen an. Die Stäbchen und Zapfen sind die Sehzellen der Netzhaut. Die wesentlich lichtsensibleren Stäbchen reagieren auf die Helligkeit und ermöglichen das Schwarz-Weiss-Sehen. Die Zapfen sprechen dagegen auf Farben an. Dabei verfügt die Netzhaut über drei verschiedene Zapfenarten, welche auf die Primärfarben Rot, Blau und Grün spezialisiert sind. Trifft Licht auf die Netzhaut, welches nur die Rot- und die Grünrezeptoren anregt, wird diese Information vom Gehirn als Farbe Gelb interpretiert.



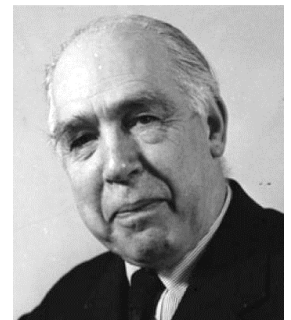
3.6.3 Das Bohrsche Atommodell (= Schalenmodell)

Im Gegensatz zur Sonne oder zu glühenden Festkörpern erzeugt Wasserstoff-Gas in einer Leuchtröhre kein kontinuierliches Spektrum, sondern es strahlt nur Licht ganz bestimmter Wellenlängen ab. Man spricht von einem **Linienpektrum**. Wasserstoff-Atome stoßen in der Leuchtröhre mit Elektronen zusammen und nehmen dabei Energie auf. Diese Energie strahlen sie in Form von Licht der entsprechenden Wellenlängen wieder ab.

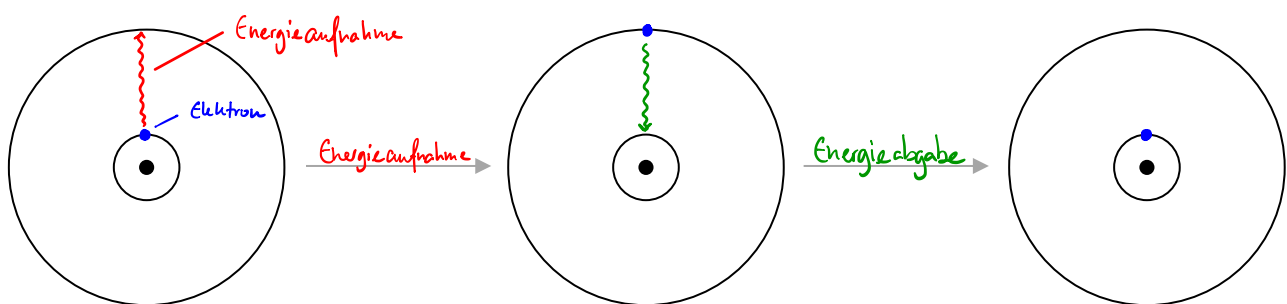


Der dänische Physiker *Niels Bohr* konnte 1913 das Linienspektrum des Wasserstoff-Atoms erstmals und einfach erklären. Das **Bohr'sche Atommodell** beruht auf drei Postulaten:

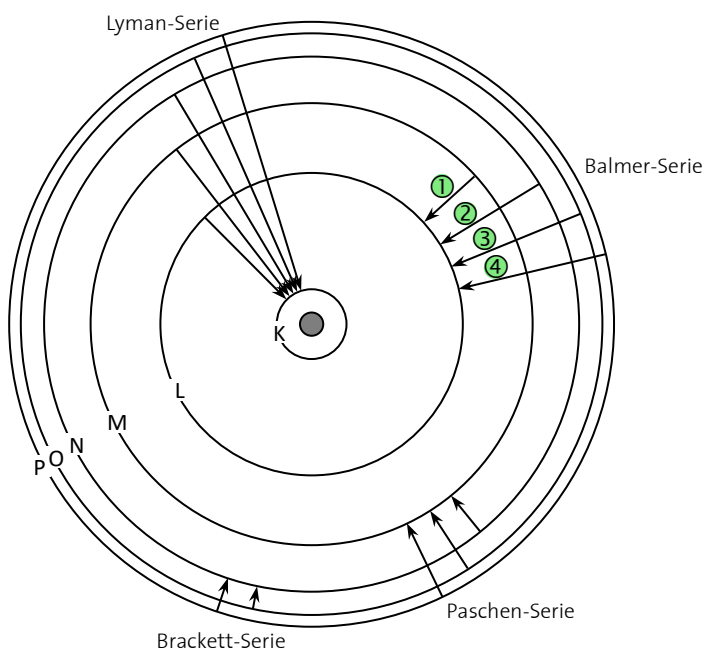
- Die Elektronen können sich nur auf ganz bestimmten, einzelnen Bahnen um den Kern bewegen. Dieser Bewegung entspricht ein ganz bestimmtes Energieniveau.
- Der Umlauf auf diesen Bahnen erfolgt strahlungslos mit konstanter Energie.
- Das Elektron absorbiert (aufnehmen) oder emittiert (abgeben) Energie nur beim sprunghaften Übergang zwischen zwei Energieniveaus.



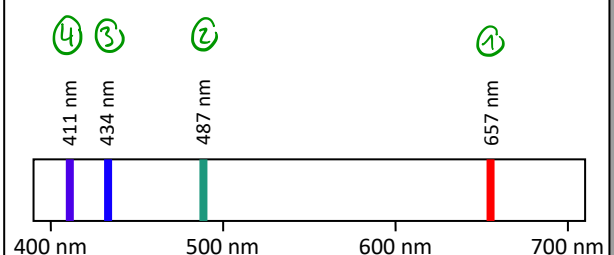
Niels Bohr (1885 – 1962)



Die Elektronen können jedoch nicht nur zwischen benachbarten Kreisbahnen springen, sondern auch mehrere Schalen in einem Sprung überwinden. Je grösser die Energiedifferenz zwischen den überwundenen Kreisbahnen, desto kleiner ist die Wellenlänge der abgestrahlten elektromagnetischen Welle. Für den Fall des Wasserstoff-Atoms ergeben sich folgende Elektronenübergänge:



Ordnen Sie die vier Elektronenübergänge der Balmer-Serie (①-④) den vier beobachtbaren Linien im Linienspektrum von Wasserstoff zu.

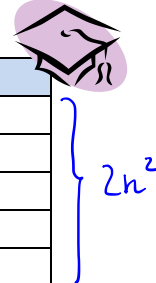


Die einem bestimmten Atom zugehörigen Elektronen werden nun so eingefüllt, dass sie einen möglichst geringen Energie-Inhalt besitzen.

Das **erste Elektron** kommt also auf der kernnächsten Schale zu liegen. Wollte man dieses Elektron auf eine kernfernere Schale bringen, so müsste man dafür Energie aufwenden, um einen Teil der Coulomb-Anziehung zu überwinden.

Das **zweite Elektron** wird ebenfalls in die K-Schale eingefüllt. Nun muss aber auch die gegenseitige Abstossung der Elektronen untereinander in die Energie-Betrachtung mit einbezogen werden. Es leuchtet sofort ein, dass es äusserst ungünstig wäre, zwanzig Elektronen auf die K-Schale zu bringen. Aus diesem Grund wird das **dritte Elektron** in die L-Schale eingefüllt. Nach Bohr ergibt sich folgende Elektronenverteilung:

Hauptschale		Anzahl e ⁻
K	1	2
L	2	8
M	3	18
N	4	32
O	5	50



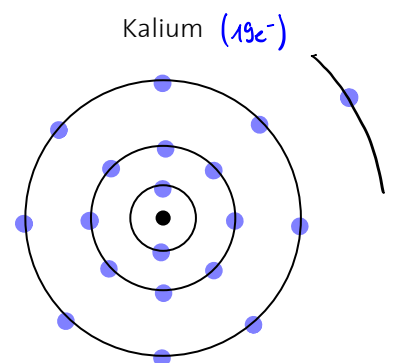
Übung: Zeichnen Sie das Schalenmodell von Bor und Phosphor

Bor (5e ⁻)		Phosphor (15e ⁻)	
Schalenmodell	Kurzform	Schalenmodell	Kurzform

Die Elektronen gehorchen bei der „Platzsuche“ auf einer bestimmten Schale stets dem Prinzip des Energie-Minimums. Die Versuchung ist sehr gross, den Energie-Inhalt eines Elektrons auf einer Schale allein mit dem Radius dieser Schale in Verbindung zu bringen. Zwar geht diese Rechnung bei Atomen mit relativ wenigen Elektronen auf, bereits ab 19 Elektronen zeigt sich jedoch die erste Abweichung.

Bei Kalium müsste das 19. Elektron theoretisch in die M-Schale eingefüllt werden. In dieser Schale liegen jedoch bereits 8 Elektronen vor und die Abstossungskräfte für das Einfüllen weiterer Elektronen sind sehr gross.

Vom energetischen Standpunkt aus ist daher die N-Schale günstiger. Die Entfernung zum Kern ist zwar grösser (energetisch ungünstig), dafür sind aber die Abstossungskräfte der 8 Elektronen aus der M-Schale weniger stark spürbar.



Valenzelektronen und Valenzschale

Valenzschale

Die Valenzschale ist die äusserste Schale eines Atoms, die noch Elektronen enthält.

Valenzelektronen

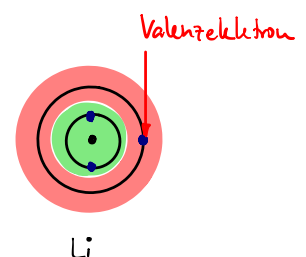
Bei den Valenzelektronen handelt es sich um die Elektronen der Valenzschale. Sie bestimmen die Eigenschaften der Stoffe massgeblich und sind auch für die chemischen Reaktionen zuständig.

Atomrumpf

Zum Atomrumpf zählen der Atomkern und alle Schalen ausser der Valenzschale.

Rumpfladung Λ

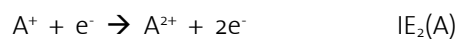
Die Rumpfladung ist so viel mal positiv, wie das Atom Valenzelektronen besitzt.



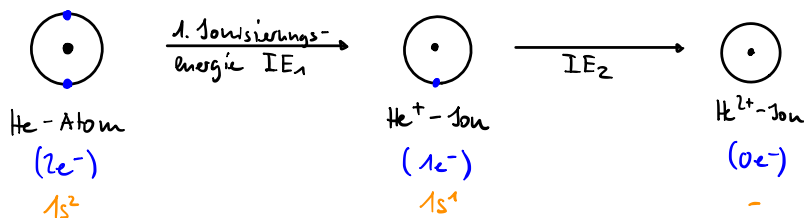
Ionisierungs-Energien

Aus neutralen Atomen entstehen **Ionen**, indem man der Hülle dieser Atome Elektronen entreisst oder aber aufzwingt. Im ersten Fall entstehen positiv geladenen Ionen, sogenannte **Kationen**, im zweiten Fall negativ geladenen Ionen, sogenannte **Anionen**. Da ein unbeeinflusstes Atom stets neutral bleibt, muss diese Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen mit einem Energie-Umsatz verbunden sein. Die entsprechende Energie heisst bei einer Elektronen-Abgabe **Ionisierungs-Energie**, bei einer Elektronen-Aufnahme **Elektronen-Affinität** der betrachteten Atomsorte.

In der Praxis kann man Atome (A) z.B. dadurch ionisieren, dass man sie mit schnellen Elektronen (e^-) beschiesst. Diese dringen dann in die Atomhülle ein und entreissen dieser Elektronen.



Bsp :



Die für die Entfernung des ersten Elektrons aufzuwendende Energie heisst erste Ionisierungs-Energie von A ($IE_1(A)$), die für die Entfernung des zweiten Elektrons aufzuwendende Energie heisst zweite Ionisierungs-Energie von A ($IE_2(A)$) usw..

Bei der Ionisierung wird zuerst dasjenige Elektron entfernt, das sich in der energetisch ungünstigsten Lage befindet. Im Falle von Natrium entspricht dies auch geometrisch dem äussersten Elektron

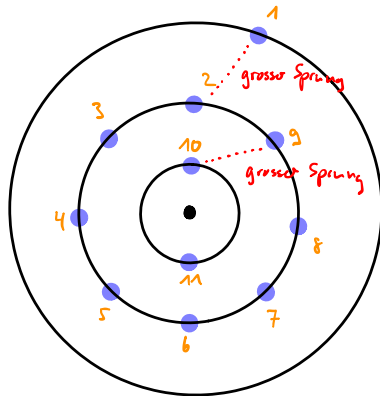
Die für die einzelnen Ionisierungs-Schritte erforderlichen Energiebeträge IE_n lassen sich experimentell bestimmen. Im Folgenden sind diese Ionisierungs-Energien für die ersten 18 Elemente des PSE in einer Tabelle zusammengestellt. Allerdings sind auch bei Atomsorten, die mehr als 10 Elektronen enthalten, nur die ersten 10 Ionisierungs-Energien aufgeführt.

Ionisierungs-Energien in MJ/mol

Anzahl Protonen	Element-symbol	1. Elektron	2. Elektron	3. Elektron	4. Elektron	5. Elektron	6. Elektron	7. Elektron	8. Elektron	9. Elektron	10. Elektron
1	H	1.30									
2	He	2.36	5.22								
3	Li	0.52	7.24	11.73							
4	Be	0.89	1.74	14.74	20.86						
5	B	0.80	2.40	3.63	24.84	32.58					
6	C	1.08	2.34	4.59	6.18	37.54	46.92				
7	N	1.39	2.84	4.54	7.42	9.38	52.87	63.88			
8	O	1.30	3.36	5.26	7.41	10.91	13.23	70.81	83.45		
9	F	1.67	3.35	6.00	8.35	10.94	15.05	17.73	91.35	105.38	
10	Ne	2.07	3.93	6.13	9.30	12.11	15.13	19.83	22.80	114.00	129.33
11	Na	0.49	4.53	6.86	9.47	13.27	16.52	19.96	25.30	28.73	139.87
12	Mg	0.73	1.44	7.67	10.47	13.53	17.89	21.58	25.48	31.44	35.16
13	Al	0.57	1.80	2.72	11.50	14.73	18.29	23.13	27.26	31.67	32.43
14	Si	0.78	1.56	3.21	4.32	15.97	19.65	23.61	29.05	33.43	38.99
15	P	1.01	1.89	2.88	4.92	6.23	21.11	25.22	29.62	36.40	41.48
16	S	1.00	2.24	3.35	4.53	6.95	8.43	26.92	31.50	36.32	43.97
17	Cl	1.25	2.28	3.82	5.13	6.50	9.26	10.95	33.37	38.21	43.40
18	Ar	1.51	2.64	3.92	5.73	7.19	8.75	11.88	13.75	41.58	47.33

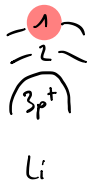
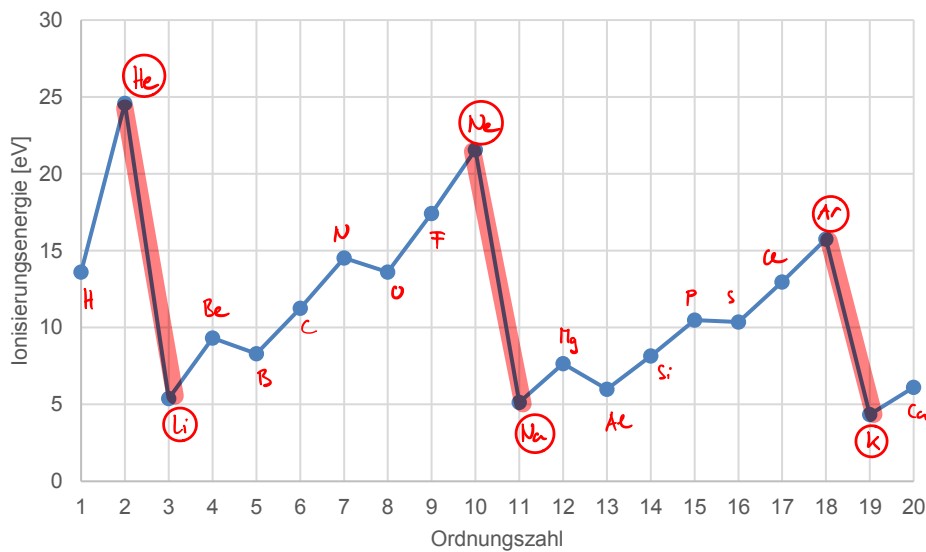
Übungen:

1. Erklären Sie die unterschiedlichen Ionisierungsenergien für Natrium (Na) in der Tabelle der letzten Seite. Zeichnen Sie zur Hilfe das Schalenmodell von Natrium. → Me^-



Bei jedem Übergang auf die nächste innere Schale nimmt die Energie schlagartig zu.

2. Das Diagramm unten zeigt die 1. Ionisierungsenergie der ersten 20 Elemente des Periodensystems. Erklären Sie, wie die grossen «Energiesprünge» zustande kommen.



Atomgrößen

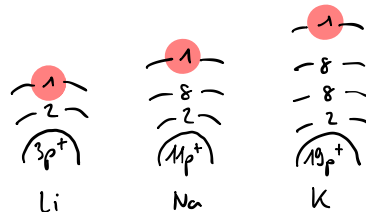
- Beide Elektronen des Heliums befinden sich auf der gleichen Schale. Interessanterweise wird das erste Elektron leichter abgespalten als das zweite. Dies liegt an den vorhandenen Abstoßungskräften zwischen den Elektronen auf der gleichen Schale. Je mehr Elektronen sich auf der gleichen Schale befinden, umso größer sind die Abstoßungskräfte.
- Betrachtet man die gesamte Reihe der 1. Ionisierungsenergien, so fällt auf, dass die Ionisierungsenergie nach den Edelgasen He und Ne zum nächsten Element sprunghaft abnimmt. Das heisst, dass das nächste Element Li und Na das hinzukommende Elektron auf der nächsthöheren Hauptschale unterbringt.

Li 155	Be 112	B 98	C 91	N 92	O 73	F 72	Ne 71
Na 190	Mg 160	Al 143	Si 132	P 128	S 127	Cl 99	Ar 98
K 235	Ca 197	Ga 141	Ge 137	As 139	Se 140	Br 114	Kr 112
Rb 248	Sr 215	In 166	Sn 162	Sb 159	Te 160	I 133	Xe 131
Cs 267	Ba 222	Tl 171	Pb 175	Bi 170	Po 176	At 142	Rn 140

Aussage:

Innerhalb einer Gruppe, d.h. von oben nach unten, nehmen die Atomradien zu.

Begründung: Es kommt jeweils eine neue Hauptschale hinzu.



- Vom Lithium bis zum Neon und darüber hinaus nimmt die Ionisierungsenergie für das letzte abzuspaltende Elektron mehr oder weniger regelmässig zu. Der Grund dafür ist der stetig steigenden Kernladung zuzuschreiben. Dies hat einen Einfluss auf die Atomgrösse, denn die Anziehungskraft ist nach dem Coulomb'schen Gesetz abhängig von der Ladung.

Aussage:

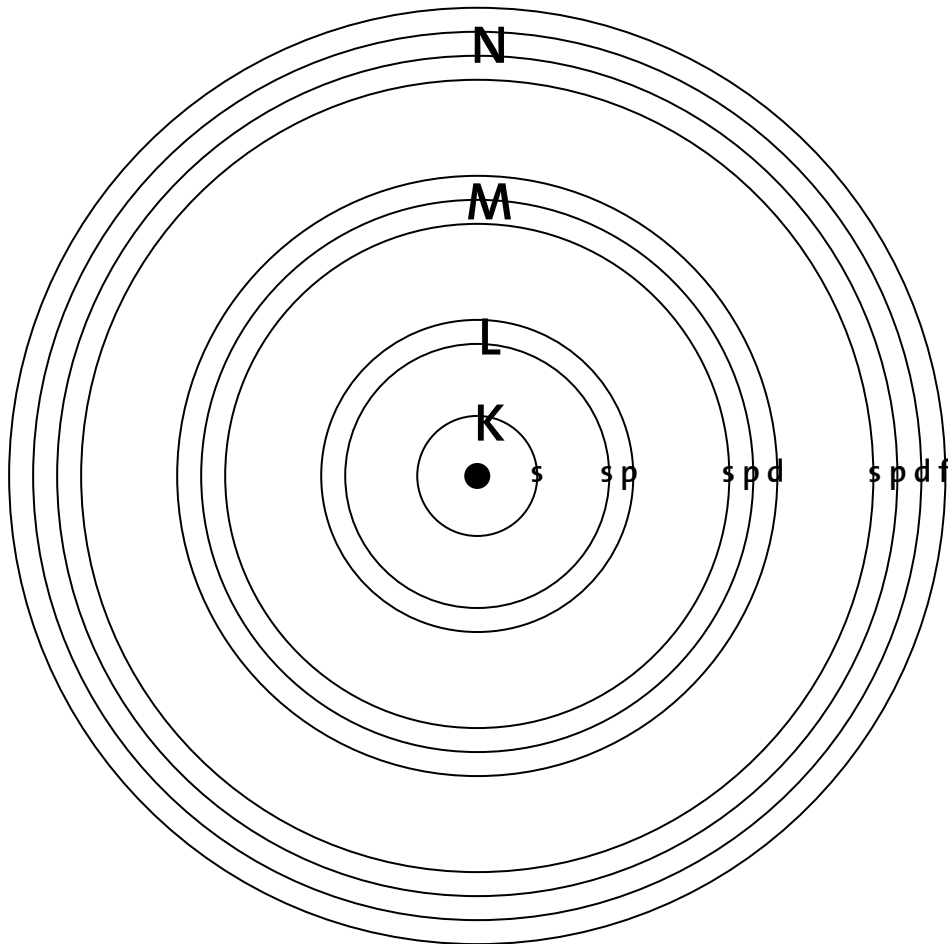
Innerhalb einer Periode, d.h. von links nach rechts, nimmt der Atomradius ab.

Begründung: • Die Protonenzahl in Atomkern nimmt zu
 => stärkere Anziehung auf die Elektronen
 (es kommen keine neuen Hauptschalen hinzu!)
 => VOLUMENKONTRAKTION



3.7 Das erweiterte Bohrsche Atommodell

Bohr stellte sich die Atomhülle also ähnlich wie eine Zwiebel aufgebaut vor: Mehrere Kugeloberflächen sind mit dem Kern als gemeinsamen Mittelpunkt ineinandergeschoben. Die Radien der zugehörigen Kugeln entsprechen dabei genau definierten Werten, die aber von der betrachteten Atomsorte abhängen. Die Kugeln werden dabei als Schalen bezeichnet, wobei im erweiterten Bohrschen Atommodell Haupt- und Unterschalen voneinander unterschieden werden.



Folgende Punkte müssen herausgestrichen werden:

- Bestimmte Schalen liegen nahe beisammen, andere wiederum sind deutlich weiter voneinander entfernt. Sehr nahe beieinanderliegende Schalen bilden zusammen eine **Hauptschale**. Jede Hauptschale ist aufgebaut aus einer oder mehreren **Unterschalen**.
- Die **Hauptschalen** werden mit den Grossbuchstaben K, L, M, N, O, P und Q bezeichnet, wobei mit der kernnächsten Schale begonnen wird.
- Die **Unterschalen** erhalten als Bezeichnungen die Kleinbuchstaben s, p, d, f, g, h und i. Auch hier geht man vom Kern aus nach aussen.
- Jede Hauptschale besitzt gerade so viele Unterschalen, wie ihrer Nummer – vom Kern ausgezählt – entspricht.
- **Elektronen** können sich nur auf einer dieser Schalen aufhalten, nicht aber dazwischen. Dabei kommt jedem Elektron – abhängig von der Schale, auf dem es sich befindet – ein bestimmter Energie-Inhalt zu.

Die einem bestimmten Atom zugehörigen Elektronen werden nun so eingefüllt, dass sie einen möglichst geringen Energie-Inhalt besitzen.

Das **erste Elektron** kommt also auf der kernnächsten Schale zu liegen. Wollte man dieses Elektron auf eine kernfernere Schale bringen, so müsste man dafür Energie aufwenden, um einen Teil der Coulomb-Anziehung zu überwinden.

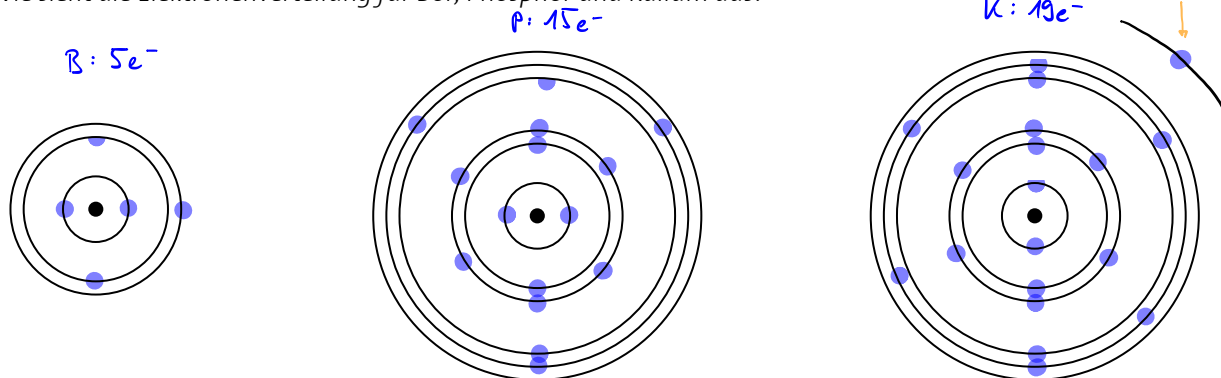
Das **zweite Elektron** wird ebenfalls in die K-Schale eingefüllt. Nun muss aber auch die gegenseitige Abstossung der Elektronen untereinander in die Energie-Betrachtung mit einbezogen werden. Es leuchtet sofort ein, dass es äusserst ungünstig wäre, zwanzig Elektronen auf die K-Schale zu bringen. Aus diesem Grund wird das **dritte Elektron** in die L-Schale eingefüllt, und dort in die s-Unterschale, da diese von den beiden Unterschalen die kernnächste ist.

Nach Bohr ergibt sich folgende Elektronenverteilung für die Haupt- und Unterschalen:

$2n^2$

Hauptschale	Anzahl e^- auf der Hauptschale	Unterschale	Anzahl e^- auf der Unterschale
1 K	2	s	2
2 L	8	s	2
		p	6
3 M	18	s	2
		p	6
		d	10
4 N	32	s	2
		p	6
		d	10
		f	14
.	.	.	.
.	.	.	.
.	.	.	.

Wie sieht die Elektronenverteilung für Bor, Phosphor und Kalium aus?



Die scheinbaren "Unregelmässigkeiten", welche bei Kalium zum ersten Mal auftreten, werden immer häufiger, je mehr Elektronen in die Atomhülle einzufüllen sind. Die Besetzungen der Schalen lässt sich mit folgendem Schema merken:

Q	7s	7p	7d	7f
P	6s	6p	6d	6f
O	5s	5p	5d	5f
N	4s	4p	4d	4f
M	3s	3p	3d	
L	2s	2p		
K	1s			

Red arrows indicate the filling order: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s.

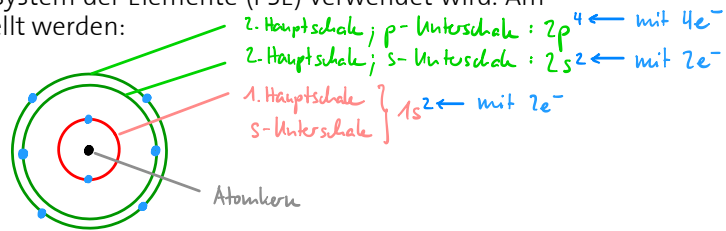
Reihenfolge ausgeschrieben: 1s-2s-2p-3s-3p-4s-3d-4p-5s-4d-5p-6s-4f-5d-6p-7s ...

1 2 3 4 5 6 7

3.7.1 Die Elektronenkonfiguration

Heute ist die genaue Verteilung der Elektronen auf die einzelnen Haupt- und Unterschalen der Atomhülle für sämtliche Elemente bekannt. Man bezeichnet sie als **Elektronenkonfiguration** des jeweiligen Elements. Für das Verständnis der unterschiedlichen Verhaltensweisen der einzelnen Atomsorten ist sie von zentraler Bedeutung, daher hat man zu ihrer Angabe eine eigene Schreibweise entwickelt, welche auch in unserem Periodensystem der Elemente (PSE) verwendet wird. Am Beispiel Sauerstoff soll sie vorgestellt werden:

Sauerstoff (O): $1s^2 2s^2 p^4$



Chlor (Cl): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^5$ abgekürzt auch $[\text{Ne}] 3s^2 p^5 \hat{=}$ alles was bei Neon steht plus $3s^2 p^5$

Aluminium (Al): $[\text{Ne}] 3s^2 p^1$
 $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^1$

Selen (Se): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^4$
 $(1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 \underline{4s^2 d^{10}} 4p^4)$

Quecksilber (Hg): $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} 6s^2$
 Hg: $80e^-$

Q	7s	7p	7d	7f
P	6s ²	6p	6d	6f ¹⁰
O	5s ²	5p ⁶	5d ¹⁰	5f ¹⁴
N	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f ¹⁴
M	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	
L	2s ²	2p ⁶		
K	1s ²			

$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
 $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} f^{14} 5s^2 p^6 d^{10} 6s^2$