

Beschreibung der Periodizität der Elemente

von Heiner Bettermann

2012

Inhalt

1. Zusammenfassung.....	3
2. Einleitung.....	3
2.1. Historische Einführung	3
3. Beschreibung der isoelektronischen Reihen der Elemente nach Eugenie Lisitzin	4
4. Darstellung der Polynome zweiten Grades zur Beschreibung der isoelektronischen Reihen	6
5. Darstellung der isoelektronischen Reihen der Elemente nach Moseley	7
6. Beschreibung der Koeffizienten der Listzinschen Polynome	9
6.1. Beschreibung des Koeffizienten α	9
6.2. Beschreibung des Parameters β	11
6.3. Beschreibung des Parameters γ	14
7. Beschreibung der isoelektronischen Reihen	14
8. Umsetzung der gefundenen Eigenschaften der isoelektronischen Reihen auf die Periodizität der Elemente	15
9. Anwendung der gefundenen Periodizität auf das Quanten-mechanische Schalenmodell	17
10. Übertragung der gefundenen Periodizität auf das erweiterte Periodensystem von Glenn T. Seaborg.....	21
11. Ausblick	22
12. Quellen	23

1. Zusammenfassung

In dieser Arbeit wird ein neues Ordnungsmodell für die Elemente vorgeschlagen. Das vorgeschlagene Ordnungsprinzip ist in seiner Grundstruktur genauso aufgebaut wie das heute bekannte Periodensystem, das die Elemente in Perioden und Gruppen einteilt. An der Reihenfolge der Elemente wird nichts verändert, wohl aber an der Periodizität der Elemente und an ihrer Einteilung in die unterschiedlichen Gruppen. Die Ordnungszahl als platzbestimmendes Kriterium bleibt für die Elemente erhalten.

Die veränderte Periodizität der Elemente wird mit dem Verhalten ihrer isoelektronischen Reihen begründet. Diese Reihen werden aus den Ionisationsenergien der Grundzustände der neutralen Elemente und den Ionisationsenergien ihrer Ionen gebildet. In dieser Arbeit wird das Argument der chemischen Eigenschaften der Elemente zur Ermittlung der Periodizität des Periodensystems um die Entwicklung der Koeffizienten der isoelektronischen Reihen erweitert.

2. Einleitung

Die Ionisationsenergien der Atome lassen sich mit der Schrödingergleichung exakt (Wasserstoff) berechnen oder sie können beliebig genau genähert (ab Helium) werden. Im Laufe der Zeit wurden unterschiedliche Näherungsverfahren entwickelt. Zu diesen Verfahren gehört das Born Oppenheimer Verfahren, das Hartree Fock Verfahren und das LCAO Verfahren, weiterhin wird in den letzten Jahren viel und erfolgreich mit dem Quantenmechanischem Variationsprinzip gearbeitet um diese Energien zu bestimmen. Der Nachteil dieser Verfahren ist ihre Komplexität und der Aufwand der betrieben werden muss, um diese Energien quasi genau und mit großer Sicherheit berechnen zu können.

Aus diesem Grund soll ein Berechnungsverfahren für die Ionisationsenergien geschaffen werden, dass mit einfachen Mitteln ausreichend genaue Abschätzung der Ionisationsenergien zulässt.

In einem ersten Schritt wurden die gemessenen Ionisationsenergien der Atome und auch ihrer Ionen tabellarisch aufgeführt und grafisch dargestellt. Die Analyse der Werte und Reihen hat erstaunliche Regelmäßigkeiten und Einsichten in den Aufbau der Atome sichtbar gemacht. Auch hat sich gezeigt dass sich die gefundenen Reihen den Mosleyschen Diagrammen entsprechen und zu den Rydberg Atomen eine große Nähe haben. In der Literatur werden diese Reihen Isoelektronische Reihen genannt.

Die erstaunlichen Ergebnisse dieser Arbeit werden auf den folgenden Seiten dargestellt.

2.1. Historische Einführung

Mendelejew und Meyer fanden unabhängig voneinander 1869 den Schlüssel zur Ordnung der Elemente. Sie entdeckten, dass nicht die Masse der Elemente, sondern die Ordnungszahl, die Protonenanzahl des Elements, ausschlaggebend ist für seinen Platz innerhalb des Periodensystems. Sie ordneten die Elemente nach aufsteigender Ordnungszahl an wie Perlen auf einer Schnur. Nach Mendelejew und Meyer sind die chemischen Eigenschaften der Elemente das zweite Ordnungskriterium um die Elemente zu Ordnen. Aus den chemischen Eigenschaften wurde die Periodizität der Ordnung der Elemente abgeleitet. Unter anderem steckt hinter den chemischen Eigenschaften der Elemente die Anzahl der Valenzelektronen des betrachteten Elements.

Henry Moseley hat mit seinem 1913 gefundenen Gesetz einen linearen Zusammenhang zwischen den Wellenlängen der K –Linie des Röntgenspektrums der Elemente und ihrer Ordnungszahl gefunden. Mit diesem Zusammenhang wurde die Ordnungszahl als beschreibendes Element des Periodensystems bestätigt. Besonders hat das Mosleysche Gesetz geholfen, die Lücke des 61. Elements aufzudecken und damit das Element an sich auch zu entdecken. Mosley hatte angenommen, dass der Zusammenhang zwischen der Wurzel der Energie der Röntgenspektren und der Ordnungszahl linear ist, es hat sich aber gezeigt, dass die Geraden leicht konvex sind.

Schon 1930 wurde von Werner Braunbeck eine Arbeit veröffentlicht, in der er auf die Regelmäßigkeiten in den Moseleschen Diagrammen, gebildet aus den Ionisationsenergien der Elemente und ihrer ionisierten Zustände, verweist. Seine Betrachtungen bricht er aber bei dem 19. Element (K, Kalium) ab. Er hat aus seinen Betrachtungen den Abschirmungsfaktor der Restelektronenhülle auf das letzte Elektron abgeleitet. Für die Helium-Reihe berechnete er den Grenzwert der Abschirmung.

Eugenie Lisitzin hat 1936 in ihrer Arbeit zu den Ionisationsenergien der Elemente und ihrer Ionen gezeigt, dass diese als isoelektronische Reihe darstellbar sind und als Polynom zweiten Grades in Abhängigkeit der Ordnungszahl genähert werden können. Sie zeigt, dass die isoelektronischen Reihen der Ionisationszustände der Elemente bestimmte Regelmäßigkeiten aufweisen.

In meinem Aufsatz wird die Struktur der isoelektronischen Reihen, die von Frau Lisitzin formal beschrieben wurde, auf die Elemente und ihre Ordnung angewendet. Die isoelektronischen Reihen werden als „Dimensionserweiterung“ der Ionisationsenergie der neutralen Elemente betrachtet. Aus den Eigenschaften der isoelektronischen Reihen wird eine veränderte Periodisierung der Elemente abgeleitet. Weiterhin wird die aus den isoelektronischen Reihen entwickelte Periodizität mit den Oxidationszahlen der Elemente begründet. Auch wird gezeigt, dass die veränderte Periodizität sich mit dem Schalenmodell und der Besetzungsreihenfolge des Quantenmechanischen Schalenmodells mit lediglich kleinen Veränderungen in Einklang bringen lässt. Die so veränderte Periodisierung wird am Ende der Arbeit vorgestellt. Hier sei schon darauf hingewiesen, dass nach dem hier entwickeltem Ordnungsmodell die Periodizität ab dem 19. Element (K Kalium) verändert wird.

In diesem Aufsatz geht es nicht um eine Ausformulierung der mathematischen Beschreibung der isoelektronischen Reihen, sondern um die Darstellung ihrer Regelmäßigkeiten und deren Auswirkung auf die Periodizität der Elemente.

3. Beschreibung der isoelektronischen Reihen der Elemente nach Eugenie Lisitzin

Als isoelektronisch bezeichnet man mindestens zwei Atome, Ionen oder Moleküle, wenn sie dieselbe Elektronenzahl und eine sehr ähnliche Elektronenkonfiguration besitzen. Trotzdem können sie aus unterschiedlichen Elementen bestehen. Die isoelektronischen Reihen, die in dieser Arbeit betrachtet werden, werden aus den Elementen und ihren ionisierten Zustände gebildet.

Bei der Ionisation der Elemente entstehen immer wieder ähnliche Elektronenkonfigurationen. Beispielsweise ist die Elektronenkonfiguration von He^+ mit der des Wasserstoffs im Prinzip identisch. Ähnlich verhält es sich mit Li^+ und He; natürlich unterscheiden sich die entsprechenden Kerne um die entsprechende Anzahl der Protonen. Dieses Ähnlichkeitsverhalten der Ionisationszustände wird

genutzt, um die isoelektronischen Reihen zu bilden. Die betrachteten Reihen beginnen jeweils mit der Ionisationsenergie des neutralen Elements und werden von dem nächsthöheren Element, das einfach ionisiert ist, fortgesetzt. Diese Reihe wird über alle bekannten Elemente hinweg fortgesetzt.

Frau Lisitzin hat ihre Untersuchungen bis zum Jahr 1936 durchgeführt. Zu diesem Zeitpunkt waren noch nicht alle Ionisationsenergien der Elemente verlässlich gemessen worden und zu einigen Elementen gab es noch gar keine Messungen. Frau Lisitzin konnte deshalb nicht für alle Elemente und deren Ionisationszuständen die isoelektronischen Reihen bilden und untersuchen. Für die Elemente der Nebenperioden 6 (Lanthanoide) und 7 (Actinoide) gab es zu dieser Zeit noch überhaupt keine Daten.

Die erste isoelektronische Reihe umfasst alle Elemente des Periodensystems. Das erste Glied der Kette ist das Wasserstoffatom, das zweite Glied ist das einfach ionisierte Heliumatom, das dritte Glied ist das zweifach ionisierte Lithium, alle Reihenmitglieder haben nur ein Elektron. Diese Reihe setzt sich dann bis zum letzten bekanntem Element fort.

Die zweite Reihe beginnt bei der Ionisationsenergie des neutralen Heliums. Auch diese Reihe endet mit dem letzten bekannten Element. Alle Mitglieder dieser Reihe haben zwei Elektronen.

Diese Reihen setzen sich fort, bis zum letzten Element, dessen Reihe aber außer ihm selbst keine weiteren Mitglieder enthält.

Die Eingliederung der Affinitätsenergie in die isoelektronischen Reihen wird in dieser Arbeit nicht betrachtet.

Wie Frau Lisitzin gezeigt hat, können diese isoelektronischen Reihen der Ionisationsenergien durch Polynome zweiten Grades dargestellt werden.

Zur Darstellung dieses Zusammenhangs hat sie die Schreibweise $E_{in} = \alpha_i(X_n - \beta_i)^2 + \gamma_i$ gewählt.

Mit E_{in} => Ionisationsenergie der i-ten. Reihe und des n-ten. Elements
und α_i => Koeffizient für die i-te Reihe
und X_n => Ordnungszahl des n-ten. Elements
und β_i => Summand der Ordnungszahl für die i-te Reihe
und γ_i => Summand für die i-te Reihe.

Da E_{in} in Elektronen Volt (eV) berechnet wird, muss die rechte Seite der Gleichung auch in Elektronen Volt dargestellt werden. Die Ordnungszahl hat keine Dimension, sondern ist eine reine Zahl, die die Anzahl der Protonen der Elemente ausdrückt. Für die Koeffizienten bedeutet das, dass ihnen die folgenden Einheiten zugeordnet werden:

E_{in} => Elektronen Volt (eV)
 α_i => Elektronen Volt (eV)
 β_i => ist dimensionslos
 γ_i => Elektronen Volt (eV)

In der folgenden Graphik sind die Ansätze der isoelektronischen Reihen der Elemente dargestellt. Die dargestellten isoelektronischen Reihen wurden aus den Messwerten der Ionisationsenergie der Elemente gebildet. Es wurden alle mir zugänglichen, öffentlich verfügbaren Ionisationsenergien der

Elemente und ihrer Ionen verwendet. In Abbildung 1 werden nicht die von Frau Lisitzin entwickelten Polynome, sondern die gemessenen Ionisationsenergien gezeigt.

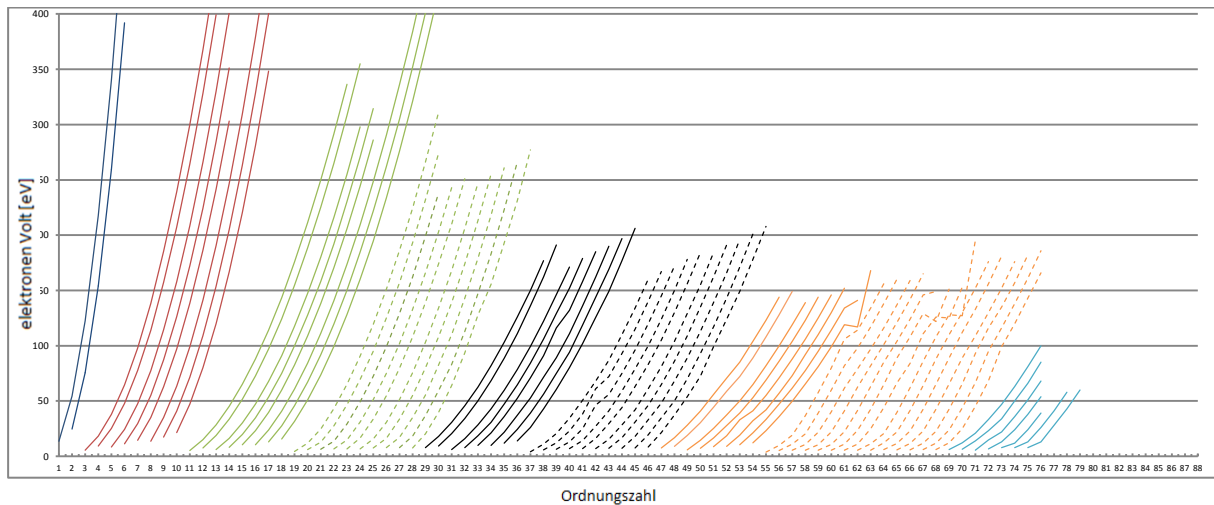


Abbildung 1

Auffällig an diesen isoelektrischen Reihen sind die auftretenden Regelmäßigkeiten und deren strukturelle Ordnung. Im Folgenden werden diese Strukturen mit Hilfe der Arbeit von Eugenie Lisitzin analysiert und interpretiert.

4. Darstellung der Polynome zweiten Grades zur Beschreibung der isoelektronischen Reihen

In diesem Kapitel werden einige Polynome für die isoelektronischen Reihen ausformuliert. In ihrer Arbeit zeigt Frau Lisitzin, dass sich die isoelektronischen Reihen durch Polynome zweiten Grades beschreiben lassen.

Wie oben schon gezeigt, gilt für die isoelektronischen Reihen:

$$E_{in} = \alpha_i(X_n - \beta_i)^2 + \gamma_i \quad \text{mit } n \text{ von } i \text{ bis } N \text{ max}$$

Im Prinzip entspricht diese Schreibweise der Moseleyschen Darstellung für die Röntgenspektren, nur wird hier die gemessene Energie beschrieben und nicht die Wurzel aus der Ionisationsenergie.

Die erste Periode des Periodensystems hat zwei Reihen mit identischer Steigung, die mit dem Koeffizienten $\alpha = 13,6$ ausgedrückt wird, was auch Herr Braunbeck festgestellt hat. Die erste Isoelektrische Reihe ist die Wasserstoff Reihe und kann geschrieben werden als;

$$E_{1n}(X_n) = 13,6 X_n^2$$

wobei X_n die Ordnungszahl des n-ten Elements ist. In dieser Reihe beginnt X_n bei eins und endet bei dem größten Element.

Der Zahlenwert des Koeffizienten α entspricht der Ionisationsenergie des Wasserstoffatoms. Die Parameter β und γ sind im Fall der Wasserstoffreihe Null.

Die zweite Reihe der ersten Periode ist die Heliumreihe. Sie beginnt mit der Ionisationsenergie des neutralen Heliums und hat ein Reihenmitglied weniger als die Wasserstoffreihe. Diese Reihe kann mit folgender Darstellung:

$$E_{2n} = 13,6(X_n - 0,63)^2 + 1,12$$

geschrieben werden. X_n beginnt bei zwei und endet beim größten Element. Damit sind die beiden Reihen der ersten Periode festgelegt.

Die zweite Periode beginnt mit der Lithiumreihe, mit dem dritten Element des Periodensystems.

$$E_{3n} = 3,41(X_n - 1,63)^2 + 1,03$$

Im Wesentlichen unterscheiden sich die Reihen der zweiten Periode von denen der ersten durch den Wert des Parameters α der isoelektronischen Reihen. Man kann α schreiben als $\alpha = \frac{13,6}{4}$. X_n beginnt beim dritten Element und endet wie die anderen Reihen beim größten Element.

Die vierte isoelektronische Reihe ist die Berylliumreihe; hier setzt sich die Entwicklung der Parameter fort.

$$E_{4n} = 3,44(X_n - 2,22)^2 + 1,6$$

Der Parameter α in der zweiten Periode wächst schwach, aber erkennbar an. Zu β und γ lassen sich noch keine Aussagen machen.

Die nächste isoelektronische Reihe ist die Borreihe.

$$E_{5n} = 3,54(X_n - 3,24)^2 + 2,69$$

Die gezeigte Entwicklung setzt sich bis zum Periodenende der zweiten Periode fort.

Die dritte Periode beginnt mit der Natriumreihe, es ist das 11-te Element. Die elfte Reihe wird geschrieben als:

$$E_{11n} = 1,62(X_n - 8,41)^2 + 5,78$$

Die folgenden Polynome werden durch den Parameter α charakterisiert. Er lässt sich schreiben als $\alpha = \frac{13,6}{2 * 4}$. Die Parameter β und γ zeigen allerdings das gleiche Verhalten wie in der zweiten Periode.

Im nächsten Kapitel werden kurz die Moseleydiagramme beschrieben. Danach werden die Parameter α , β und γ der Lisitzinschen Polynome beschrieben und deren Entwicklung untersucht.

5. Darstellung der isoelektronischen Reihen der Elemente nach Moseley

Die folgende Abbildung zeigt die oben gezeigten Polynome aus Abbildung 1 in linearer Form. In der Ordinate ist die Wurzel aus der Ionisationsenergie in Elektronen Volt (eV) abgetragen. Aus den Polynomen zweiten Grades, die von Frau Lisitzin entwickelt wurden, werden schließlich die Moseleyschen Graden. Schon bei dieser Darstellung ist zu erkennen, dass der Zusammenhang

zwischen der Ordnungszahl und der Wurzel aus der Ionisationsenergie nicht ganz linear ist sondern, dass die „Graden“ eine leicht konvexe Krümmung haben.

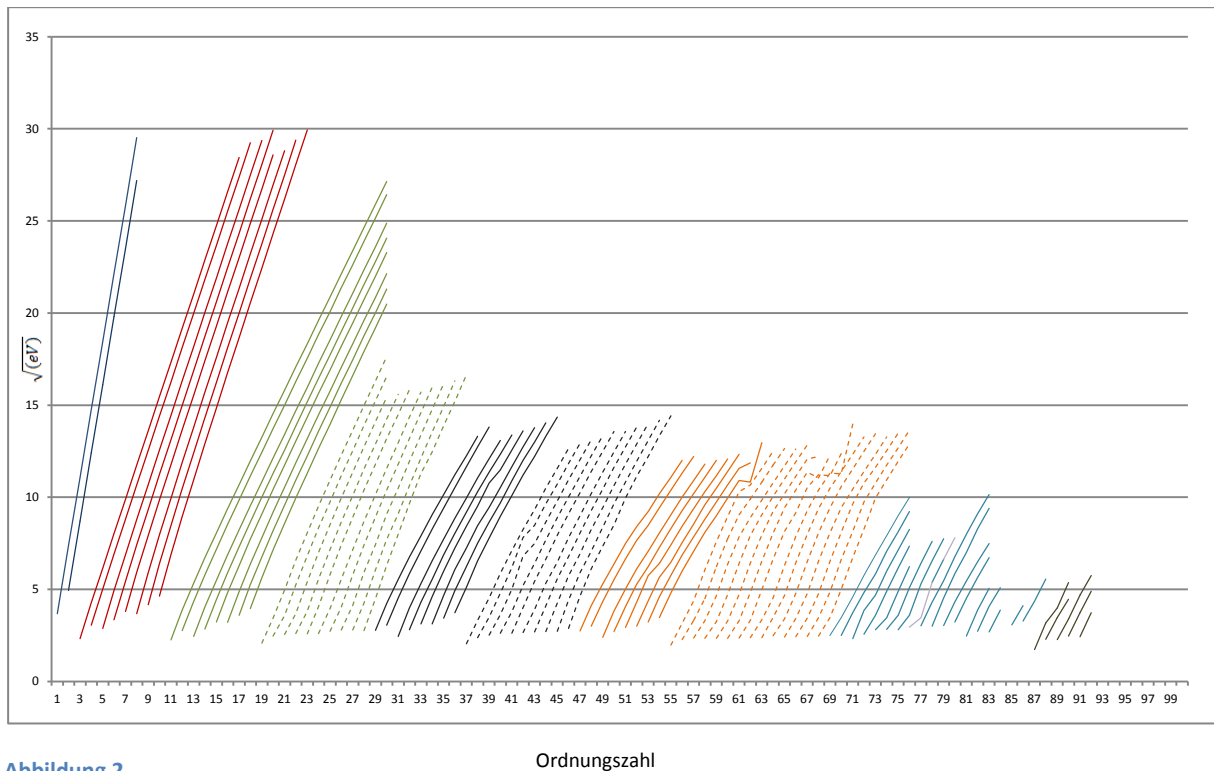


Abbildung 2

Ordnungszahl

Für die in dieser Arbeit gemachten Untersuchungen kann die konvexe Struktur der Messwerte vernachlässigt werden, da hier nur die Regelmäßigkeiten der isoelektronischen Reihen betrachtet werden sollen. Der konvexe Charakter der Moseleyschen Diagramme bedeutet aber auch, dass die Polynome, die Frau Lisitzin beschreibt, keine exakten Polynome sind.

Es ist zu beobachten dass die ersten Reihen klarer dem linearen Zusammenhang folgen als die späteren Reihen zu größeren Ordnungszahlen. Je weiter man nach rechts, zu den großen Ordnungszahlen, wandert, desto ausgeprägter wird die Konvexität der „Graden“.

Die Geraden werden mit der Gleichung $\sqrt{E_{in}} \Rightarrow a_i X_n + b_i$ beschrieben.

1930 hat Werner Braunbeck eine Arbeit veröffentlicht, in der er auf den linearen Zusammenhang zwischen der Wurzel aus der Ionisationsenergie und der Ordnungszahl des entsprechenden Elements hinweist. Dies ist durch das Moseleysche Gesetz begründet. Zu dieser Zeit standen noch nicht viele Ionisationsenergien als Messwerte zur Verfügung. Herr Braunbeck bricht seine Betrachtungen bei den 19-ten Elementen ab, „da ja bekanntlich von Kalium ab die Unregelmäßigkeiten im Aufbau der Atome einsetzen“. (Zitat aus seiner Arbeit). An dieser Stelle möchte ich noch einmal darauf hinweisen, dass aus der veränderten Periodizität die Regelmäßigkeit der Schalenbesetzung hergestellt wird.

Herr Braunbeck geht also noch davon aus, dass die Steigung der Geraden innerhalb einer Gruppe konstant ist. Frau Lisitzin hat gezeigt, dass die Steigung der Parabeln und damit auch die der Geraden, innerhalb einer Gruppe zunimmt, um dann am Ende einer jeden Gruppe einen Maximalwert anzunehmen.

Er stellt weiterhin fest, dass sich Ionisationsenergien der zweiten und dritten Periode ähnlich verhalten. Die beiden ersten Ionisationsenergien bilden eine Untergruppe. Weiterhin lassen sich die restlichen sechs Elemente in zwei Gruppen einteilen. Es sind zwei Dreiergruppen, in denen die Ionisationsenergie ansteigt; hier wird die s und die p Unterschale beobachtet.

Das Ergebnis der Arbeit von Herrn Braunbeck ist die Feststellung, dass sich die Abschirmung linear zur Ordnungszahl verhält. Aus der Parallelität der Geraden leitet er ab, dass auch der Änderungsgrad der Abschirmung innerhalb einer Periode, bezogen auf die isoelektronischen Reihen, identisch ist.

Die weiteren Betrachtungen werden mit den Listzinschen Polynomen durchgeführt, da sie die eigentlichen Messwerte beschreiben.

6. Beschreibung der Koeffizienten der Listzinschen Polynome

6.1. Beschreibung des Koeffizienten α

Der Koeffizient α zeigt für alle isoelektronischen Reihen der Elemente ein eindeutiges Verhalten. Wie schon gezeigt, wechselt er sprunghaft seinen Wert, der sich aus dem Vorgängerwert mit einer einfachen Division, nämlich durch $(n - 1)$, berechnen lässt.

Abbildung 3 zeigt die berechneten Werte für den Parameter α .

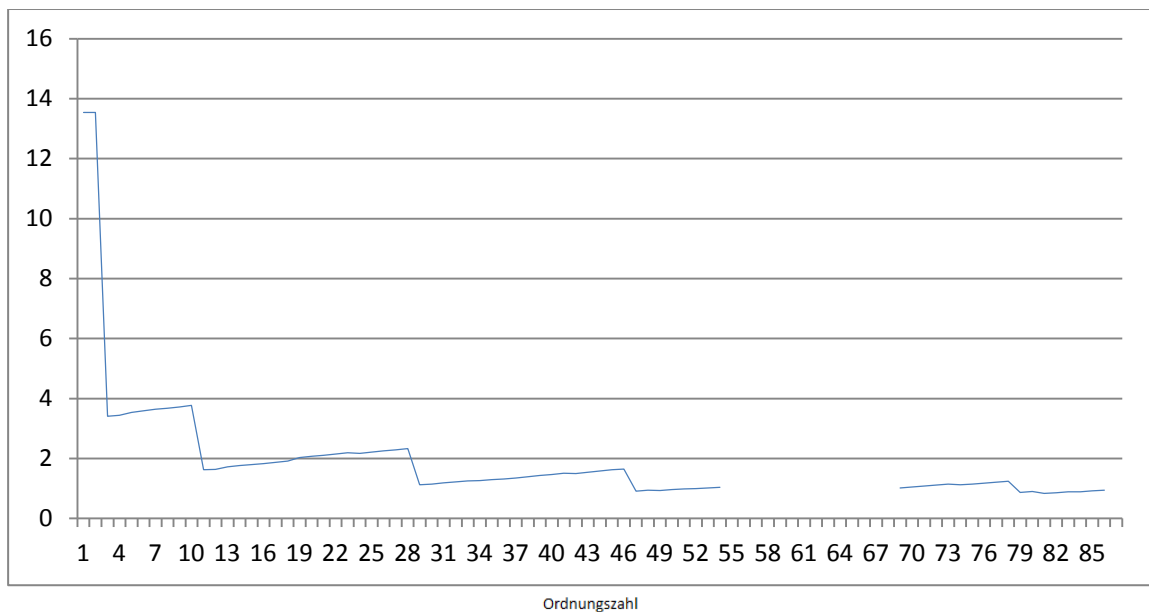


Abbildung 3

Die Darstellung der gefundenen Werte in Abbildung 3 zeigt, dass sich die isoelektronischen Reihen nach ihren Koeffizienten α gruppieren lassen. Die großen Wertewechsel finden nach 2, 10, 28, 46, 68 und nach 78 Elementen statt. Die weitere Entwicklung lässt sich leider noch nicht erkennen, da keine weiteren Messwerte zur Verfügung standen.

In Tabelle 1 sind die Elemente ihrem Koeffizienten α zugeordnet und nach ihrem gleichartigen Werten in Zeilen zusammengefasst.

H	He																														
13,54	13,54																														
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne																								
3,41	3,44	3,54	3,59	3,64	3,67	3,72	3,77																								
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni														
1,62	1,64	1,72	1,76	1,80	1,83	1,87	1,91	2,03	2,07	2,11	2,15	2,19	2,17	2,21	2,3	2,29	2,33														
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd														
1,12	1,14	1,19	1,22	1,25	1,26	1,29	1,32	1,35	1,39	1,43	1,47	1,51	1,50	1,54	1,6	1,62	1,65														
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
0,91	0,94	0,93	0,96	0,99	1,00	1,02	1,04															1,02	1,05	1,08	1,11	1,14	1,12	1,15	1,18	1,21	1,24
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds
0,87	0,90	0,83	0,86	0,89	0,89	0,92	0,94																								

Tabelle 1

In dieser Tabelle ist die Struktur des Koeffizienten α klar zu erkennen. Die isoelektronischen Reihen lassen sich mit dem Koeffizienten α gruppieren und damit auch die Elemente. Man kann jeder Koeffizientengruppe einen Zähler zuordnen, mit dem sie eindeutig beschrieben wird. Der Zähler nimmt die Werte 1, 2, 3, 4, 5 und 6 an.

Im Folgenden werden die Zeilen dieser Abbildung Perioden genannt; die Spalten werden Gruppen genannt. Auch wenn Abweichungen zum heutigen Periodensystem vorhanden sind, der Besetzung der Perioden, soll trotzdem dieselbe Begrifflichkeit verwendet werden wie für das klassische Modell, das von Mendeljew und Meyer entdeckt wurde.

Die Gruppen werden durch ein einheitliches α definiert und α lassen sich schreiben als:

$$\alpha_N = 13,6 / ((N-1) * (\delta_N * 4)) \text{ für } N \neq 1,$$

wobei δ_N das Wachstum des Koeffizienten α innerhalb der Gruppe beschreibt.

Man könnte den Koeffizienten α als die Intensität der Wechselwirkung zwischen dem abzuspaltendem Elektron und dem „Restatom“ interpretieren. Mit einer solchen Interpretation werden in den Perioden Elemente mit „fast gleichstarker“ Wechselwirkung zusammengefasst.

In Abbildung 4 ist der Koeffizient α für die ersten acht Gruppen der Perioden 2 bis 6 dargestellt. Mit der Abbildung 4 soll gezeigt werden, wie genau sich die gefundene Beschreibung in den Messwerten wiederfindet.

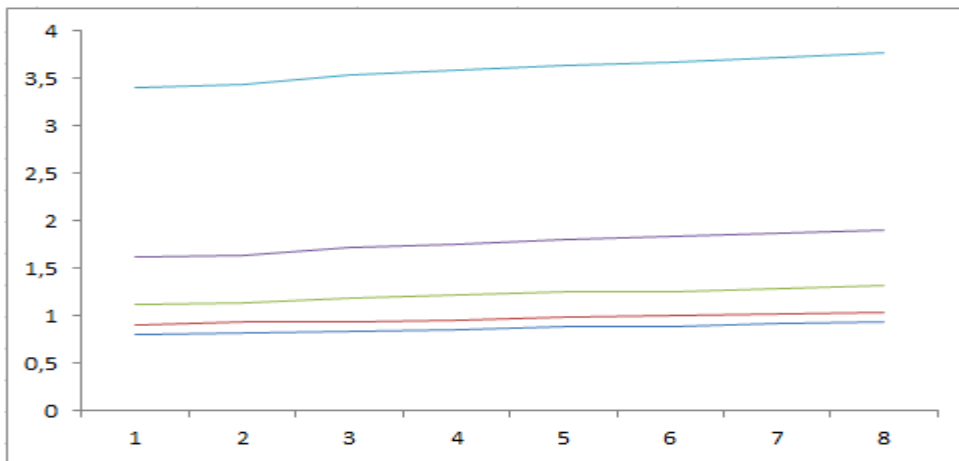


Abbildung 4

Die oberste Linie zeigt die Koeffizienten α der zweiten Periode. Die nächste, darunter liegende Linie stellt die dritte Periode dar. Die restlichen drei Linien stellen die Koeffizienten α der Perioden vier, fünf und sechs dar.

Es wurde auf eine weitere Skalierung verzichtet, um die Lesbarkeit der Graphik zu verbessern.

6.2. Beschreibung des Parameters β

Der Parameter β zeigt ein ganz anderes Verhalten als der Koeffizient α . β ist scheinbar über den ganzen Definitionsbereich, über alle Elemente linear. In der ersten Ansicht (siehe Abb. 5) zeigen sich nur kleine Variationen um den idealen linearen Zusammenhang.

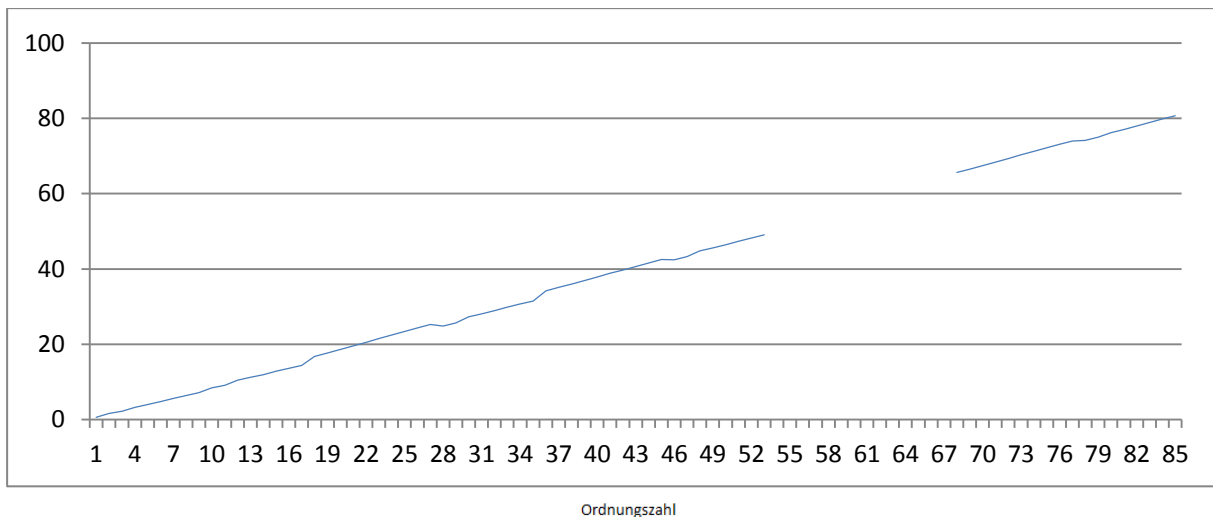


Abbildung 5

Seine interessante Struktur wird erst in der Betrachtung des gesamten Arguments des Polynoms sichtbar: Die Variable β wächst fast linear und scheinbar „stetig“. Man könnte das so beschreiben:

$$f(\beta) \Rightarrow a X_i + b.$$

Mit X_i entspricht der Ordnungszahl des i -ten Elements.

In der folgenden Tabelle sind die Werte entsprechend der ersten Darstellung von α abgebildet. Die Werte der Variablen β lassen eine Gruppierung, wie es der Koeffizient α tut, augenscheinlich nicht zu.

H	He																																		
1,63	2,22																																		
Li	BE	B	C	N	O	F	Ne																												
1,63	2,22	3,24	3,97	4,72	5,62	6,38	7,16																												
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni																		
8,41	9,08	10,49	11,20	11,94	12,83	13,59	14,37	16,77	17,68	18,61	19,55	20,49	21,54	22,47	23,4	24,34	25,28																		
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd																		
24,87	25,67	27,31	28,08	28,89	29,85	30,67	31,50	34,18	35,08	35,99	36,90	37,81	38,83	39,74	40,66	41,58	45,50																		
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt				
42,43	43,28	44,77	45,57	46,40	47,39	48,23	49,07															65,61	66,52	67,44	68,36	69,28	70,31	71,23	72,16	73,09	74,02				
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds				
74,13	75,01	76,18	77,06	77,94	78,94	79,83	80,73																												

Tabelle 2

Wenn man jetzt von der Ordnungszahl β subtrahiert ($X - \beta$) und diese Differenz gegen die Ordnungszahl abträgt, erhält man den unteren Graphen, siehe Abbildung 6.

In dieser Darstellung (Abb. 6) wird ein neuer Gesichtspunkt der Struktur der isoelektronischen Reihen sichtbar. Ab der dritten Periode lassen sich die Perioden in Haupt- und Nebengruppe unterteilen. In Abbildung 1 wird dieser Gliederungsfaktor schon sichtbar. Nach den ersten acht Elementen einer Periode reduziert sich die Ionisationsenergie bei Beibehaltung der „Steigung“ der Reihe. Die nächste „Steigungsänderung“ findet mit Beginn der nächsten Hauptgruppe statt.

Weiterhin wird die Feinstruktur der Hauptgruppen (2, 3, 3) ausgeprägt bzw. deutlich. Ab der 11-ten isoelektronischen Reihe wird die eindeutig.

Der Wert des linearen Arguments ($X - \beta$) nimmt von der 10. zur 11. Stelle zu, danach vermindert er sich ($X - \beta$) um 0,5 Einheiten und nimmt dann für die nächsten drei Werte wieder zu.

Anschließend folgt ein kleiner Bruch; danach wächst er bei den nächsten drei Werten wieder linear an.

Der funktionale Bruch von der Hauptgruppe zur Nebengruppe bei dem 19. Element ist wesentlich größer als die Wertveränderungen der Feinstruktur. Der Wert des linearen Arguments $(X - \beta)$ reduziert sich bei den Wechseln der Hauptgruppen zu den Nebengruppen um ein bis zwei Einheiten. Nach fünf Werten ist wieder ein kleiner Bruch zu erkennen. Beim Wechsel zur nächsten Hauptgruppen springt der Wert von $(X - \beta)$ wieder auf das vorherige Niveau zurück.

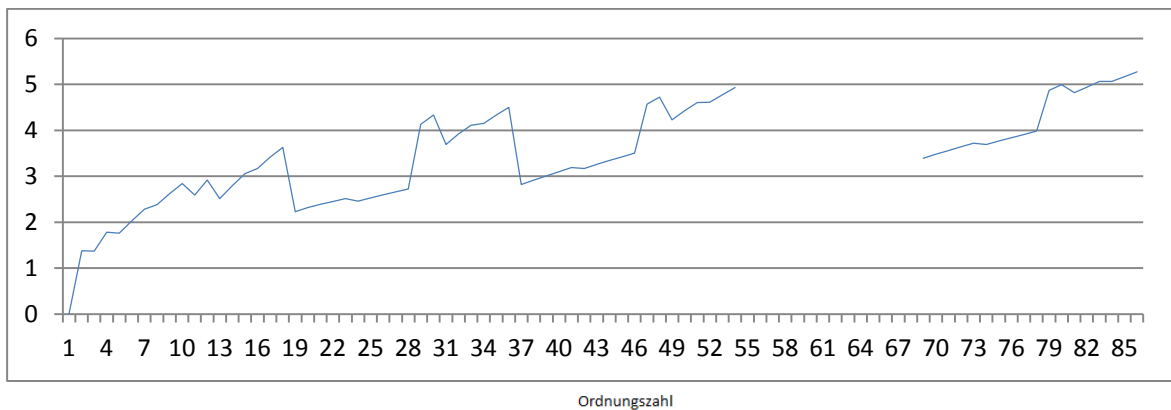


Abbildung 6

Noch deutlicher wird die Struktur der Haupt- und Nebengruppen Ionisationsenergie, wenn dieser Wert $(X - \beta)$ quadriert wird, wie Abbildung 7 darstellt.

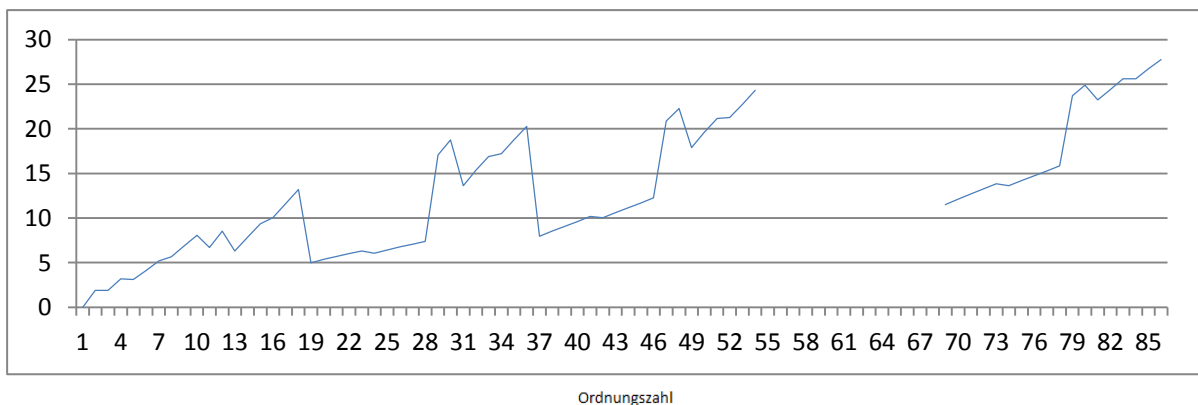


Abbildung 7

In dieser Darstellung ist die „funktionale Entwicklung“ der Ionisationsenergien sehr klar zu erkennen. Die Haupt und Nebengruppen sind durch den unterschiedlichen Wertebereich zu unterscheiden.

Es macht den Eindruck, als wenn die eigentliche Struktur der Perioden erst mit der dritten Periode beginnt. Aber auch im Bereich der zweiten Periode sind die Feinstrukturen schon zu erkennen.

β wird in den unterschiedlichen Veröffentlichungen als Abschirmkonstante interpretiert. Sie schirmt die positiven Anziehungskräfte des Atomkerns gegen das letzte abzulösende Elektron ab. Gebildet wird diese Abschirmung durch die „restlichen“ Elektronen, in anderen Worten: Die Abschirmung A_i wird durch $(X_i - 1)$ Elektronen gebildet.

6.3. Beschreibung des Parameters γ

In der graphischen Darstellung des Parameters γ sind keine so klaren Strukturen zu erkennen wie bei α und β . Aber auch in diesem Graphen findet man einzelne Gruppen.

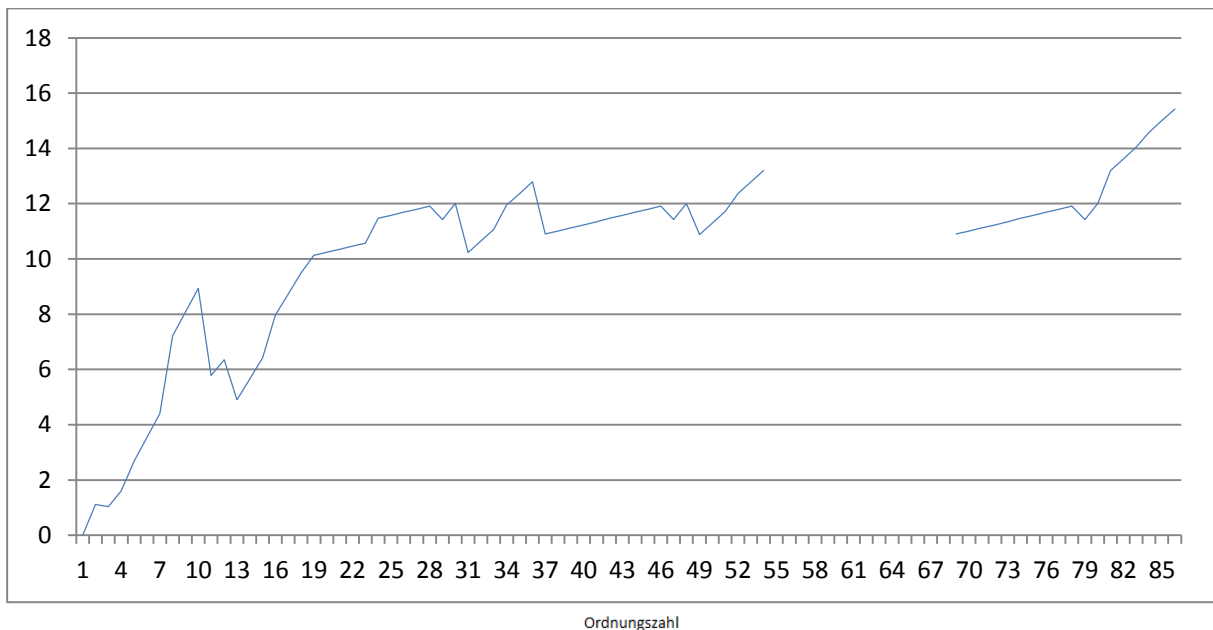


Abbildung 8

Die Werte von γ sieht man in der unteren Tabelle, dargestellt in Form des Koeffizienten α . In den Perioden ist ein Wachstum der Werte von links nach rechts zu erkennen und auch die Struktur der Hauptgruppen (2, 3, 3) spiegelt sich in diesen Werten wieder. Auch die Nebengruppen sind in gewisser Form sichtbar, treten aber nicht so stark in Erscheinung wie bei dem Parameter β .

In Tabelle 3 sind die von Frau Lisitzin gefundenen Werte noch einmal aufgetragen, wieder in der Form der Darstellung des Koeffizienten α .

H	He																															
0,00	1,12																															
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne																									
1,03	1,60	2,69	3,55	4,41	7,22	8,08	8,94																									
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni															
5,78	6,35	4,90	5,66	6,42	7,97	8,73	9,49	10,13	10,24	10,35	10,46	10,57	11,47	11,58	11,69	11,80	11,91															
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd															
11,43	12,00	10,23	10,65	11,07	11,95	12,37	12,79	10,90	11,01	11,12	11,23	11,34	11,47	11,58	11,69	11,80	11,91															
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	
11,43	12,00	10,88	11,30	11,72	12,36	12,78	13,20															10,90	11,01	11,12	11,23	11,34	11,47	11,58	11,69	11,80	11,91	
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	
11,43	12,00	13,20	13,62	14,04	14,58	15,00	15,42																									

Tabelle 3

In einigen Arbeiten wird versucht, γ als Wechselwirkungsparameter der Elektronenabstoßung zu interpretieren.

7. Beschreibung der isoelektronischen Reihen

Wie in Abbildung 1 zu sehen ist, unterliegen die isoelektronischen Reihen gewissen Regelmäßigkeiten, die sich mit Formeln und Zahlen beschreiben lassen.

Bei Abbildung 1 fällt schnell auf, dass die Steigungen der Reihen von links nach rechts abnimmt und diese Abnahme in Gruppen stattfindet. Innerhalb dieser Gruppen verlaufen die isoelektronischen Reihen nahezu parallel. Nur an den Stellen im Periodensystem, an dem ein Wechsel zwischen den Haupt- zu Nebengruppen stattfindet, fällt der Anfangswert der isoelektronischen Reihen ab; diesen Zusammenhang spiegelt Parameter β wieder. Weiterhin ist zu erkennen, dass die Struktur der Grundzustandsionisationsenergie sich in jeder Ionisationsebene fortsetzt. Gemeint ist damit, dass die Ionisationsenergien der Elemente und ihrer ionisierten Zustände sich gleichartig im festen Verhältnis zueinander verändern.

Die erste Gruppe der isoelektronischen Reihen besteht aus zwei Reihen, die zweite Gruppe aus acht Reihen, die dritte und vierte Gruppe bestehen jeweils aus achtzehn Reihen und schließlich die fünfte und sechste Gruppe bestehen aus 32 isoelektronischen Reihen.

Wie oben gezeigt, entspricht die Steigung einer Folgegruppe einem Viertel der vorhergehenden Gruppe. Innerhalb einer jeden Steigungsgruppe wächst die Steigung der jeweiligen Reihe von links nach rechts an. Ab der zweiten Gruppe lässt sich zu Beginn jeder Steigungsgruppe die Feinstruktur 2, 3, 3 der isoelektronischen Reihen erkennen. Nach diesen acht Reihen schließt sich eine Nebengruppe an und zwar mit „gleicher“ Steigung, aber mit einer wertmäßigen Lücke. Parameter β beschreibt diese Lücke. Erst danach schließt sich die nächste Gruppe mit Reduzierung der Steigung an.

Die erste Gruppe besteht aus	$1 \cdot 2$	Reihen.
Die zweite Gruppe besteht aus	$1 \cdot 2$ und $3 \cdot 2$	Reihen.
Die dritte und vierte Gruppe besteht aus	$1 \cdot 2$ und $3 \cdot 2$ und $5 \cdot 2$	Reihen.
Für die fünfte und sechste Gruppe scheint zu gelten	$1 \cdot 2$ und $3 \cdot 2$ und $5 \cdot 2$ und $7 \cdot 2$	Reihen.

Ob sich hieraus eine allgemeine Regel ableiten lässt, muss noch untersucht werden. Auffällig ist, dass der Zuwachs von Elementen in jeder Periode ungerade, durch die Multiplikation mit 2 aber wieder gerade, ist.

8. Umsetzung der gefundenen Eigenschaften der isoelektronischen Reihen auf die Periodizität der Elemente

In der heutigen Darstellung des Periodensystems werden die Elemente nach ihrer Ordnungszahl hintereinander aufgereiht. Die Periodizität der Elemente wird durch ihre chemische Eigenschaft begründet. Jede Periode beginnt mit einem Alkalimetall, das nur ein Valenzelektron hat, also einwertig ist. Jede Periode wird mit einem Edelgas abgeschlossen. Edelgase besitzen eine abgeschlossene Außenschale und sind damit chemisch sehr träge. Die erste Periode ist eine Ausnahme, sie beginnt nicht mit einem Alkalimetall sondern mit dem Element Wasserstoff.

In Abbildung 9 werden die Elemente in der heute üblichen Form dargestellt:

1																	2															
H																	He															
13,60																	24,58															
3	4											5	6	7	8	9	10															
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne															
5,39	9,32											8,29	11,26	14,53	13,61	17,42	21,56															
11	12											13	14	15	16	17	18															
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar															
5,14	7,65											5,99	8,15	10,48	10,36	12,97	15,76															
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36															
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr															
4,34	6,11	6,54	6,82	6,74	6,75	7,43	7,87	7,86	7,64	7,72	9,39	6,00	7,90	9,81	9,75	11,81	14,00															
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54															
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	J	Xe															
4,17	5,69	6,21	6,63	6,80	7,10	8,50	7,40	7,50	8,30	7,60	8,90	5,80	7,30	8,60	9,01	10,50	12,10															
55	56											72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86						
Cs	Ba											Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
3,90	5,20											6,80	7,90	8,00	7,90	8,70	9,12	9,00	9,22	10,43	6,10	7,41	7,30	8,40	9,20	10,75						
87	88											104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118						
Fr	Ra											Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds														
3,90	5,30																															
																		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
																		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
																		5,60	5,50	5,46	5,50	5,60	5,60	5,70	6,10	5,90	6,00	6,10	6,10	6,30	5,40	
																		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
																		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
																		5,20	6,10	5,90												

Abbildung 9

In Abbildung 10 sind die Elemente so in Perioden eingeteilt, wie es aus dem Koeffizienten α der isoelektronischen Reihendarstellung abgeleitet werden kann. Die Perioden werden durch die Elemente „gleicher“ Koeffizienten gebildet. Weiterhin wurde der Feinstruktur der isoelektronischen Reihen Rechnung getragen, indem die Elemente einer Einheit (2, 3, 3) von den anderen (durch einen kleinen Abstand) getrennt dargestellt sind, was der Gliederung nach Haupt und Nebengruppen entspricht. Die Hauptgruppe einer Periode umfasst jeweils die ersten acht Elemente einer Periode.

In dieser Darstellung des Periodensystems wird einzig die „Steigung“ der Isoelektronischen Reihen zur periodischen Gliederung des Systems verwendet. Der Parameter β erzeugt die Feinstruktur des Periodensystems.

Die wesentliche Veränderung zur heutigen Sicht ist, dass am Periodenende nicht unbedingt ein Edelgas steht. In ab der zweiten jeder Periode ist es möglich, einen Block von acht Elementen zu bilden, mit dem die Perioden beginnen. Ab der dritten Periode werden weitere Untergruppen an den Achterblock angehängt. Zuerst zwei Fünfer Gruppen und bei der fünften und sechsten Periode jeweils zwei Siebener und eine Zehner Gruppe.

1	2																														
H	He																														
13,60	24,58																														
3	4	5	6	7	8	9	10																								
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne																								
5,39	9,32	8,29	11,26	14,53	13,61	17,42	21,56																								
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28														
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Ga	Ni														
5,14	7,65	5,99	8,15	10,48	10,36	12,97	15,76	4,34	6,11	6,54	6,82	6,74	6,75	7,43	7,87	7,86	7,64														
29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46														
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd														
7,72	9,39	6,00	7,90	9,81	9,75	11,81	14,00	4,17	5,69	6,21	6,63	6,80	7,10	8,50	7,40	7,50	8,30														
47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	J	Xe	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
7,60	8,90	5,80	7,30	8,60	9,01	10,50	12,10	3,90	5,20	5,60	5,50	5,46	5,50	5,60	5,60	5,70	6,10	5,90	5,90	6,00	6,10	6,10	6,30	5,40	6,80	7,90	8,00	7,90	8,70	9,12	9,00
79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds
9,22	10,43	6,10	7,41	7,30	8,40	9,20	10,75	3,90	5,30	5,20	6,10	5,90																			

Abbildung 10

In Abbildung 11 sind die Oxidationszahlen (Bindigkeit) der Elemente aufgetragen. Man erkennt leicht, dass die Oxidationszahlen die veränderte Gruppierung zulassen.

1	2																																		
H	He																																		
-1	0																																		
3	4	5	6	7	8		9	10																											
Li	Be	B	C	N	O		F	Ne																											
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10																										
11	12	13	14	15	16		17	18	19	20	21	22	23	24		25	26	27	28																
Na	Mg	Al	Si	P	S		Cl	Ar	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni																	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20																
29	30	31	32	33	34		35	36	37	38	39	40	41	42		43	44	45	46																
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se		Br	Kr	Rd	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd																	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20																
47	48	49	50	51	52		53	54	55	56	57	58	59	60	61	62		63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78		
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te		I	Xe	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt			
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33			
79	80	81	82	83	84		85	86	87	88	89	90	91	92	93	94		95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110		
Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po		At	Rn	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	Nd	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds			
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33			

Abbildung 11

Die Oxidationszahlen der Elemente zeigen in Abbildung 11 charakteristische Eigenschaften, die eine Periodisierung, wie in Abbildung 10 gezeigt, unterstützen. Das erste Element jeder Periode hat nur ein Valenzelektron, mit einer Ausnahme: Gold (Au) bei dem auch die Oxidationszahl drei möglich ist. Ansonsten zeigen die Oxidationszahlen in den ersten acht Gruppen ein einheitliches Verhalten. Die achte Gruppe wird mit den Edelgasen gefüllt.

Überraschend ist die Fortsetzung der Perioden nach den Edelgasen; hier wurden aus chemischer Sicht im herkömmlichen Modell die Perioden beendet. Ein Edelgas hat eine abgeschlossene Schale und nimmt daher weder Elektronen auf noch ist es bereit, Elektronen abzugeben. Die Periodenfortsetzung, in denen sich nach den Edelgasen weitere Elemente anschließen, findet erst mit der dritten Periode statt. Alle ersten Elemente der Nebengruppen haben nur ein Valenzelektron. Die Elemente der zweiten Nebengruppe haben zwei Valenzelektronen, die der dritten Nebengruppe drei und so fort. Zum Ende der Nebengruppen nimmt die Anzahl der Valenzelektronen wieder ab.

Man kann die veränderte Darstellung des Periodensystems in zwei Gruppen einteilen. Die Hauptgruppe, die ersten acht Elemente einer Periode umschließend und der Nebengruppe, die sich den Hauptgruppen nach der Edelgasgruppe anschließt. Anders als die Hauptgruppen haben die Nebengruppen unterschiedlich viele Elemente. Bezüglich der Valenzelektronen zeigen die beiden „Nebengruppen“ der Perioden drei und vier ein ähnliches Verhalten wie die Hauptgruppen. Die Struktur der Hauptgruppen und die der Nebengruppen unterscheiden sich aber grundsätzlich.

Hier zeigt sich also, dass sich die Oxidationszahlen der Elemente in der Systematik der isoelektronischen Reihen wieder findet.

9. Anwendung der gefundenen Periodizität auf das Quantenmechanische Schalenmodell

Eine weitere Ordnungsstruktur für die Elemente ist das quantenmechanische Schalenmodell. Die atomaren Schalen werden mit den vier Quantenzahlen: der Hauptquantenzahl (N), der Drehimpulsquantenzahl (l), der Magnetischen Quantenzahl (m) und dem Spin ($\pm 1/2$) beschrieben. Nach dem Pauli Prinzip müssen sich die vier Quantenzahlen bei jedem quantenmechanischem Mehrteilchensystem mindestens in einem Wert unterscheiden, d.h. ein Zustand kann immer nur mit

einem Elektron besetzt sein. Aus der Kombinatorik der möglichen Zustände ergibt sich das, es zu jeder Hauptquantenzahl N ; $2N^2$ Zustände geben kann. Die Elemente des Periodensystems zeigen aber, dass nicht alle möglichen Zustände besetzt werden. In der folgenden Tabelle (Tab. 4) sind die theoretischen und die gefundenen Werte des traditionellen Periodensystems aufgeführt.

N	theoretisch	Periodensystem
1	2	2
2	8	8
3	18	8
4	32	16
5	50	16
6	72	32
7	98	offen

Tabelle 5

Der Grund für diese Abweichungen bei der Schalenbesetzung ist nicht bekannt.

In der folgenden Abbildung 12 wird die heutige Schaleneinteilung mit der Periodizität des Periodensystems in Verbindung gebracht. In dieser Darstellung wurde jedes Element entsprechend der festgestellten Besetzungsreihenfolge in die Abbildung aufgenommen. Auf der linken Seite der Abbildung sind die Perioden des Periodensystems aufgetragen.

Der Beginn einer jeden neuen Schale ist durch die Hauptquantenzahl n , am linken Rand der Grafik, gekennzeichnet. Alle folgenden Unterschalen sind mit den schwarz gestrichelten Linien verbunden. Man sieht, dass sich die quantenmechanischen Unterschalen ab Schale M sich über mehrere Perioden erstrecken. In der vierten Periode sind z.B. die Elemente der $3d$ Unterschale zu finden. Auch entspricht die Besetzungsreihenfolge nicht mehr der Perioden bzw. Schalenzuordnung.

Bemerkenswert ist weiter, dass jede Schale eine feste Anzahl an besetzten Zuständen hat. Die s Unterschale kann zwei Elektronen aufnehmen, die p Unterschale sechs, die d Unterschale zehn und die f Unterschale 14.

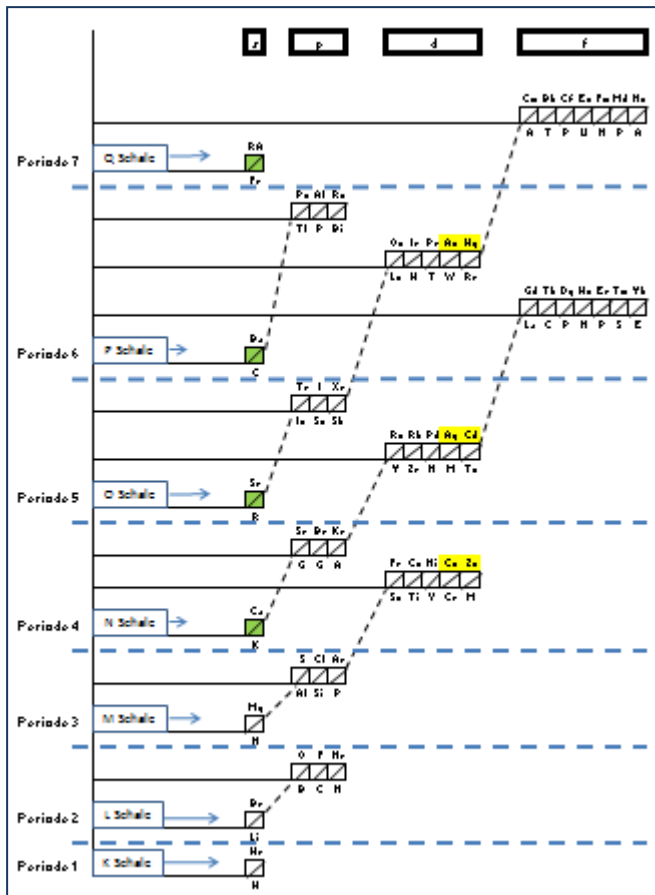


Abbildung 12

In dieser Abbildung sind die Zustände (s) ab der Schale N grün markiert und die letzten beiden letzten Elemente der Zustände (d) gelb. Diese Kennzeichnung hat den Zweck, zu zeigen, welche Veränderungen vorgenommen werden müssen, um zum „neuen“ Periodensystem zu kommen.

Zum besseren Verständnis der Veränderungen wird das angepasste Schalenmodell in Abbildung 13 schon einmal dargestellt.

Auch in dieser Darstellung sind die Perioden durch die blau gestrichelten Linien gegeneinander abgegrenzt. Die Abgrenzung der Unterschalen wird durch die schwarzen Linien dokumentiert. Es wird deutlich, dass es pro Periode nur noch eine Schale gibt.

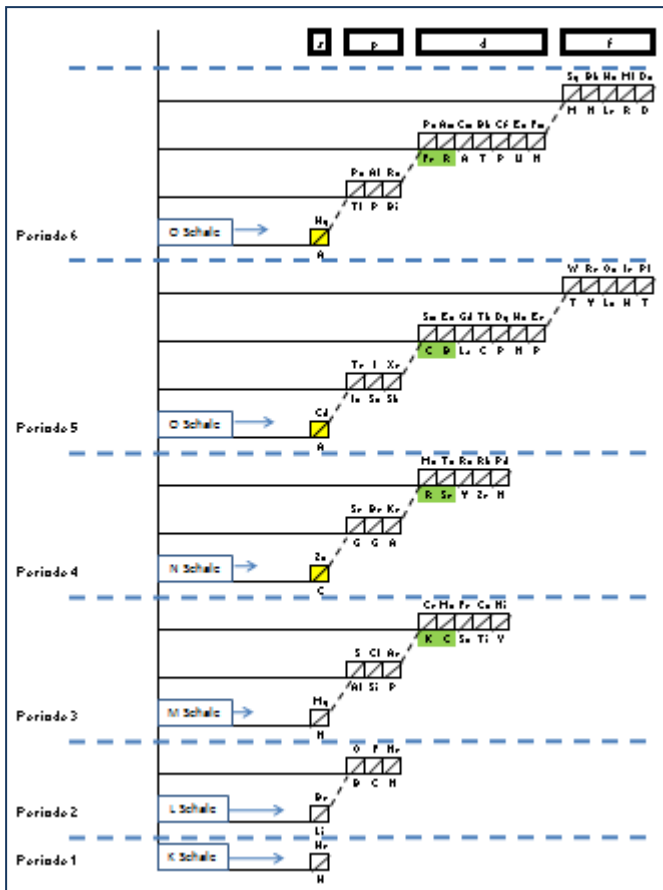


Abbildung 13

In der dritten Periode findet die erste Veränderung statt. Deshalb wird – statt wie bisher der vierten Periode – jetzt die 3d Unterschale der dritten Periode zugeordnet. Zu dieser Unterschale werden die beiden Elemente Kalium und Calcium gezählt sowie die beiden letzten Elemente Kupfer und Zink entfernt. Damit entspricht die dritte Periode der dritten Schale. Die Unterschalen 3s und 3p bleiben von den Veränderungen unberührt.

Die vierte Periode beginnt mit den beiden Elementen Kupfer und Zink, die die Unterschale s besetzen; sie stammen aus der dritten Periode, aus der 3d Unterschale. Der vierten Periode wird nun nur noch die 4d Schale zugeordnet. Aus ihr werden die beiden Elemente Silber und Cadmium entfernt und stattdessen die beiden Elemente Rubidium und Strontium aus der vorherigen 4s Unterschale zugeordnet. Die 4p Unterschale bleibt von den Veränderungen unberührt. Die vierte Periode ist genauso besetzt wie die dritte Periode.

In der fünften und sechsten Periode finden in der Unterschale d und f größere Umordnungen statt als bisher. In der traditionellen Darstellung hat die fünfte Periode 18 Elemente. Diese werden um die Elemente der Lanthanoide erweitert. Die fünfte Periode hat damit 32 Elemente.

Die fünfte Periode setzt sich nun wie folgt zusammen: Die beiden s Zustände werden von Silber (Ag) und Cadmium (Cd) besetzt; sie entspringen der 4d Unterschale. Die 5p Unterschale bleibt unverändert und enthält 6 Elemente. Die neue 5d Unterschale hat nicht mehr 10 Elemente, sondern 14 und dies sind die Elemente der Lanthanoide. Die letzten drei Elemente dieser Unterschale werden der 5f Unterschale zugeordnet. Die neue 5f Unterschale stammt aus der alten 5d Unterschale ohne die Elemente Gold (Au) und Quecksilber (Hg), die die 6s Unterschale besetzen.

In der sechsten Periode hat es ähnliche Veränderungen gegeben wie in der fünften Periode. Die beiden 6s Zustände werden von Gold und Quecksilber besetzt. Die 6p Unterschale bleibt, wie bei den anderen Perioden, unberührt. Die neue 6d Unterschale hat, wie die 5d Unterschale, jetzt 14 Elemente. Ihr wurde die Nebengruppe der Actinoide zugeordnet, die wiederum die beiden Elemente des 7s Zustands erweitert ist, nämlich um Francium (Fr) und Radium (Rd). Am Ende dieser Unterschale fehlen die beiden Elemente Mendelevium (Md) und Nobelium (No). Die 6f Unterschale schließt die 6-te Periode ab und endet mit dem 110. Element.

Die siebte Periode beginnt dann mit dem 111 Element, dem Roentgenium (Rg), das zweite Element in 7s Unterschale ist das Copernicium (Co).

An dieser Stelle ist man schon tief in den künstlich erzeugten Elementen, aus diesem Grund möchte ich die Beschreibung der Veränderungen im Schalenmodell hier abbrechen. Die Besetzung der weiteren Schalen wird in der beschriebenen Form fortgesetzt.

10. Übertragung der gefundenen Periodizität auf das erweiterte Periodensystem von Glenn T. Seaborg

Bei meiner Suche nach Informationen zum Periodensystem bin ich auf das erweiterte Periodensystem von Glenn T. Seaborg gestoßen. In seiner erweiterten Darstellung hat er die Elemente mit einer größeren Ordnungszahl als 118 mit aufgenommen und sie entsprechend der bekannten Ordnung in weitere Haupt- und Nebengruppen angeordnet. In Abbildung 14 wird das erweiterte Periodensystem gezeigt. Da die Elemente mit größerer Ordnungszahl als 118 noch nicht hergestellt werden konnten, liegen keine weiteren Unterlagen vor und diese Elemente haben auch nur technische Namen. Die Anordnung der Elemente wurde streng nach der Schalenbelegung vorgenommen. Helium steht deshalb auf der linken Seite des Periodensystems und nicht über den Edelgasen auf der rechten Seite.

Abbildung 13

In Abbildung 15 wird das erweiterte Periodensystem in veränderter Form dargestellt. Bis zum Abschluss der sechsten Schale war das Periodensystem bereits bisher beschrieben. In der folgenden Darstellung wurden nur die siebte und der Anfang der achten Periode hinzugefügt. In der siebten Periode wurden die Erkenntnisse des Schalenwachstums umgesetzt. Die ersten acht Elemente wurden entsprechend der ersten sechs Perioden angeordnet. Danach folgen zwei Untergruppen mit jeweils 9 Elementen und abschließend eine Gruppe mit 14 Elementen und eine Gruppe mit 10 Elementen.

1	2																																																
3	4	5	6	7	8	9	10																																										
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28																																
29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46																																
47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78																		
79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110																		
111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160

Abbildung 15

Da es sich bei dieser Betrachtung um eine rein theoretische Betrachtung handelt, habe ich diesen Bereich nicht weiter vertieft und dieses Kapitel nur der Vollständigkeit halber aufgeführt.

11. Ausblick

Die vorgestellten Inhalte sind bisher eine Hypothese, die genau auf ihre Brauchbarkeit geprüft werden muss.

Ein erster weiterführender Schritt ist die Formulierung der fehlenden isoelektronischen Reihen für die Nebengruppen der 6. (Lanthanoide) und 7. (Actinoide) Perioden aus dem traditionellen Periodensystem. Dazu müssen weitere Messwerte beschafft werden und diese dann intensiv auf ihre Verwertbarkeit geprüft werden. Auch müssen die heute bekannten Messwerte geprüft werden, da einige aus der quadratischen Darstellung ausbrechen. Die Darstellung der isoelektronischen Reihen ist für die schweren Elemente unvollständig und lückenhaft. Es ist zu prüfen ob sich die schweren Elemente wirklich so verhalten wie beschrieben.

Da zu den schweren Elementen keine Ionisationsenergien mehr zu bekommen waren, ist die Entwicklung der Steigung der isoelektronischen Reihen unsicher. Es scheint aber so zu sein, als ob es bei dem 69. Element und später dann bei dem 79. Element eine Änderung des Koeffizienten α gibt. Da diese Änderung jedoch nicht eindeutig zu erkennen ist, habe ich auf ihre Beschreibung verzichtet.

Ein weiterer Punkt, der geklärt werden muss, ist die Frage, wie sich die beiden Periodenmodelle zueinander verhalten: Das heute gültige und die Periodizität der isoelektronischen Reihen. Beide Modelle sind auf Widersprüchlichkeiten zu prüfen und es muss geklärt werden, ob beide Modelle miteinander vereinbar sind.

Die Teilung der Perioden in Haupt- und Nebengruppen und ihre klare Grenzen sollten im Zusammenhang mit der atomaren Schalenbildung und dem Aufbauprinzip untersucht werden und außerdem, welche Eigenschaften der atomaren Hülle sich daraus ableiten lassen.

Es muss überprüft werden, ob es weitere atomare (chemische) Eigenschaften gibt, die sich in das neue Ordnungsprinzip einbinden lassen.

Abschließend bleibt für mich noch die Frage offen, warum einem so mächtigen beschreibenden Instrument wie das Moseleyschen Gesetz und den isoelektronischen Reihen im physikalischen Gebäude nicht mehr Platz zugesprochen wurde und warum nicht versucht wurde, diese beschreibenden Strukturen weiter zu entwickeln. Eine mögliche Weiterentwicklung dieses Modells wäre der Versuch, einen geometrischen Ansatz für die Erklärung des Koeffizienten α zu entwickeln.

12. Quellen

Lehrbücher:

Ingolf V. Hertel und C.-P. Schulz

Atome, Moleküle und optische Physik 1 + 2; Springerverlag Berlin Heidelberg 2010

Herbert Graewe

Atomphysik

Aulis Verlag deubner & Co KG 1979

Haken und Wolf

Atom und Quantenphysik

Springerverlag Berlin Heidelberg 1987

Messergebnisse:

Ionisationsenergien:

Bashkin S. / Stoner J.O. , jr(1975, 1981, 1982)

Atomic energie levels and grotian diagrams; Band 1+2+3+4

North-Holland Publishing Company Düsseldorf, New York, London

National Institute of Standards and Technology

Internet:

<http://www.nist.gov/pml/data/periodic.cfm>

Oxydationszahlen:

Wikipedia

http://de.wikipedia.org/wiki/Liste_der_Oxidationsstufen_der_chemischen_Elemente

Originalarbeiten:

H.G.J. Moseley

The High-Frequency Spectra of the Elements

Phil. Mag. 1913 (p.1024)

Eugenie Lisitzin

Über die Ionisierungsspannungen der Elemente in verschiedenen Ionisierungszuständen; Societas

Scientiarum Fennica COMMENTATIONES PHYSICO – MATHEMATICAE. X. 4.

Werner Braunbek

Die Moseleydiagramme der Ionisierungsspannungen der leichten Atome und Ionen

Springer Verlag (Eingegangen am 13 Mai 1930)

Öffentlich zugänglich:

Erweitertes Periodensystem

Harry H. Binder

Die Grenzen des Periodensystems der Elemente

LINK:

http://de.wikipedia.org/wiki/Erweitertes_Periodensystem