

Einführung Periodensystem und Atom-Bau

Nadine Kahl, WS 07/08

Gliederung

1	Atom-Bau	2
2	Quanten-Zahl	2
2.1	Haupt-Quantenzahl „n“	2
2.2	Neben-Quantenzahl (Bahndreh-Impuls-Quantenzahl) „l“	2
2.3	Magnetische Quantenzahl „m _l “	2
2.4	Spin-Quantenzahl „m _s “	2
3	Elektronen-Konfiguration	2
3.1	Pauli-Prinzip	3
3.2	Hund'sche Regel	3
4	Ionisierungs-Energie.....	3
5	Elektro-Negativität	3

Einstieg: 1869 ordneten Lothar Meyer und Dimitrij I. Mendelejew unabhängig voneinander die bisher bekannten Elemente nach steigender Atom-Masse unter Berücksichtigung ihrer chemischen Eigenschaften an und erhielten dadurch das Periodensystem. Zur damaligen Zeit war der Atom-Bau noch unbekannt. Erst im Laufe der Zeit stellte sich heraus wie wertvoll doch diese Anordnung ist. Man verwendet dieses Periodensystem heute noch.

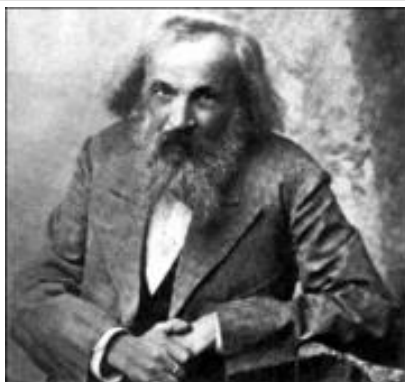


Abb. 1: Dimitrij I. Mendelejew [3]



Abb. 2: Lothar Meyer [4]

1 Atom-Bau

Ein Atom besteht aus einem positiv geladenen Kern (Protonen und Neutronen) und einer negativ geladenen Elektronen-Hülle. Das aktuelle Modell für den Atom-Bau ist das Orbital-Modell. Diesem liegt die Schrödinger-Gleichung zu Grunde.

2 Quanten-Zahl

Die Gleichung von Schrödinger beschreibt den Energie-Betrag eines jeden Elektrons in einem Atom mit den Quanten-Zahlen.

2.1 Haupt-Quantenzahl „n“

Die Haupt-Quantenzahl „n“ bestimmt die möglichen Energie-Niveaus des Elektrons im Atom, die auch Schalen (K-, L-, M-, N-, O-, ..., -Schale) genannt werden. „n“ kann dabei ganzzahlige Werte wie 1, 2, 3, 4,... annehmen. Anschaulich gibt „n“ die Größe eines Orbitals an.

2.2 Neben-Quantenzahl (Bahndreh-Impuls-Quantenzahl) „l“

Die Neben-Quantenzahl „l“ kann alle Werte annehmen die kleiner gleich n-1 sind, d. h. sie können 0, 1, 2, 3,..., n-1 sein. Anschaulich gibt sie Auskunft über die Gestalt eines Orbitals (Aufenthaltswahrscheinlichkeitsraum). Die so erhaltenen Quanten-Zustände nennt man s-, p-, d-, f-Zustand.

$l = 0$	s(sharp): kugelförmig	s-Orbital
$l = 1$	p(principal): hantelförmig	p-Orbital
$l = 2$	d(diffuse): Doppelhantel	d-Orbital
$l = 3$	f(fundamental): Mehrfach-Hantel und Ringe	f-Orbital

[Abbildungen](#) siehe auch Literatur [10]

2.3 Magnetische Quantenzahl „ m_l “

Die magnetische Quantenzahl „ m_l “ beschreibt die Orientierung des Orbitals im Raum. Sie kann alle Werte von +l bis -l annehmen. Die so erhaltene Anzahl der m_l -Werte gibt an, wie viele s-, p-, d- und f-Zustände existieren.

2.4 Spin-Quantenzahl „ m_s “

Zur vollständigen Beschreibung eines Elektrons benötigt man noch die Spin-Quantenzahl „ m_s “. Sie gibt die Eigen-Drehung des Elektrons an. Dafür existieren zwei Quanten-Zustände: linksdrehend, rechtsdrehend. Die Spin-Quantenzahl kann hierfür die folgenden zwei Werte annehmen: $m_s = +1/2$; $m_s = -1/2$

3 Elektronen-Konfiguration

Definition: Die Verteilung der Elektronen auf die Orbitale nennt man Elektronen-Konfiguration.

Die maximale Anzahl an Elektronen pro Schale kann man mit Hilfe der Haupt-Quantenzahl „n“ berechnen: $2n^2$. Die Verteilung der Elektronen auf die Schalen erfolgt nach folgendem Schema:

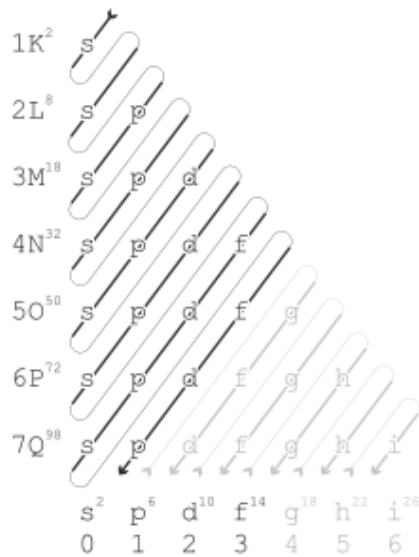


Abb. 3: Das Besetzungsschema der Orbitale [11]

Da ab der M-Schale die Energie-Niveaus verschiedener Schalen überlappen, erfolgt die Auffüllung nicht mehr der Reihe nach. Des Weiteren müssen bestimmte Regeln (siehe 3.1 und 3.2) beim Besetzen der Orbitale berücksichtigt werden.

3.1 Pauli-Prinzip

Das Pauli-Prinzip besagt, dass ein Atom keine Elektronen enthalten darf, die in allen vier Quanten-Zahlen übereinstimmen. Daraus folgt wiederum, dass jedes Orbital nur mit zwei Elektronen entgegengesetzten Spins besetzt werden darf.

3.2 Hund'sche Regel

Die Hund'sche Regel besagt, dass die Orbitale einer Unterschale so besetzt werden müssen, dass die Anzahl der Elektronen mit gleicher Spin-Richtung maximal wird.

4 Ionisierungs-Energie

Definition: Die Ionisierungsenergie „I“ eines Atoms ist die Mindest-Energie, die benötigt wird, um ein Elektron vollständig aus dem Atom zu entfernen.

Atom + Ionisierungsenergie → einfach positiv geladenes Ion + Elektron

Die Ionisierungs-Energien spiegeln die Strukturierung der Elektronen-Hülle in Schalen und Unterschalen und auch die erhöhte Stabilität halbbesetzter Unterschalen unmittelbar wider, indem sie innerhalb der Periode unregelmäßig zunimmt. Bei Atomen mit mehreren Elektronen sind weitere Ionisierungen möglich: Ionisierungsenergie „I₁“, Ionisierungsenergie „I₂“, Ionisierungsenergie „I₃“ ...

Im Periodensystem nimmt die Ionisierungs-Energie in der Periode stark zu, da aufgrund der zunehmenden Kern-Ladung die Elektronen einer Schale stärker gebunden werden. Innerhalb einer Gruppe nimmt die Ionisierungs-Energie stark mit zunehmender Ordnungszahl ab, da auf jeder neu hinzukommenden Schale die Elektronen schwächer gebunden werden. „I“ ist also bei den Edel-Gasen maximal und bei den Alkalimetallen minimal.

5 Elektro-Negativität

Definition: Ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms in einer Atom-Bindung das bindende Elektronen-Paar an sich zu ziehen, ist die Elektro-Negativität „x“.

Aus der Differenz der Elektro-Negativitäten von Bindungspartnern kann man die Polarität einer Bindung abschätzen: Je größer die Differenz ist, um so ionischer ist die Bindung. Das Atom mit der kleineren Elektro-Negativität stellt den positiveren, das mit der größeren Elektro-Negativität den negativen Bindungspartner dar.

Für die Elektro-Negativität existieren zwei Werte-Skalen. Die Skala nach Pauling leitet die Elektro-Negativität aus der Bindungsenergie ab, wobei die Elektro-Negativität von Fluor willkürlich auf 4,0 festgelegt wurde, um absolute Werte zu erhalten. Die Skala nach Allred und Rochow setzt die Elektro-Negativität der elektrostatischen Anziehungskraft, die der Kern auf die Bindungselektronen ausübt, gleich. Die so erhaltenen Werte wurden durch Konstanten den Werten von Pauling angepasst, umso mehr oder weniger einheitliche Werte zu bekommen.

Im Periodensystem nimmt die Elektro-Negativität mit wachsender Ordnungszahl in der Periode zu und in den Haupt-Gruppen ab. Die elektro-negativsten Elemente sind die Nicht-Metalle der rechten oberen Ecke und die am wenigsten elektro-negativsten Werte sind die Metalle der linken unteren Ecke.

Zusammenfassung: fehlt.

Abschluss: fehlt.

Quellen:

1. Riedel E.: Anorganische Chemie, 6. Aufl., Walter de Gruyter Verlag, Berlin-New York, 2004
2. Holleman A.F.; Wiberg N.: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, 102. Aufl., Walter de Gruyter Verlag, Berlin-New York, 2007
3. http://de.wikipedia.org/wiki/Dmitri_Iwanowitsch_Mendelejew; 21.01.2008 (Autor: unbekannt, Lizenz: Public Domain)
4. <https://en.wikipedia.org/wiki/File:Lmeyer.jpg>; (Stand 01.04.2016, Autor: Unbekannt, Lizenz: Public Domain)
5. http://www.uniterra.de/rutherford/pse_009.htm; 24.01.2008
6. <http://www.chemieplanet.de/elemente/orbital.htm>; 19.01.2008 (Quelle verschollen, 30.11.2020)
7. <http://chemie.fb2.fh-frankfurt.de/ACH-Vorlesung/263Orbitalmodell.htm>; 19.01.2008 (Quelle verschollen, 30.11.2020)
8. <http://www.chemgapedia.de/vsengine/popup/vsc/de/glossar/h/ha/hauptquantenzahl.glos.htm>; 19.01.2008
9. <http://www.chemieplanet.de/elemente/orbital.htm>; 21.01.2008 (Quelle verschollen, 30.11.2020)
10. <http://www.quantenwelt.de/atomphysik/modelle/orbital.html>; 06.02.2008
11. https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Madelung_rule.svg?uselang=de; Urheber: Chemmix; Lizenz: [Creative Commons Attribution-Share Alike 4.0 International](#), [3.0 Unported](#), [2.5 Generic](#), [2.0 Generic](#) and [1.0 Generic](#) license; 30.11.2020