

Chemie für Mediziner

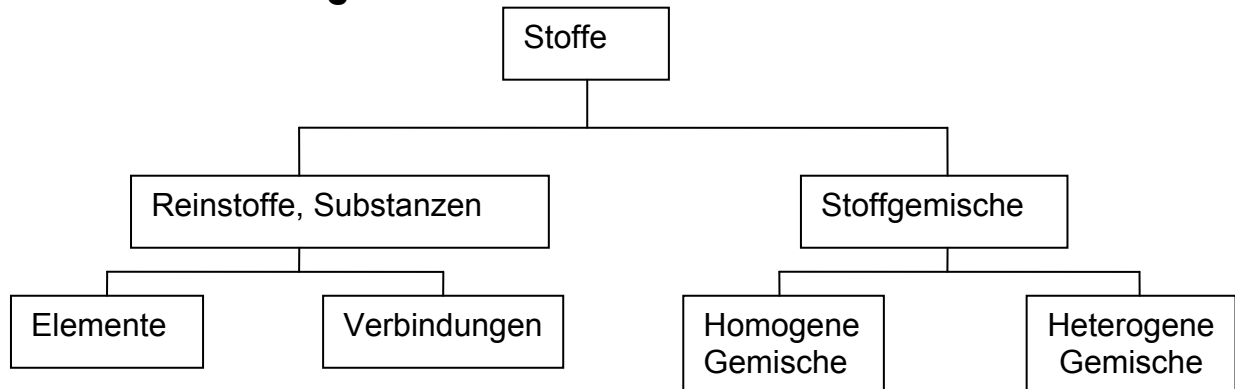
Norbert Sträter

Verlag Wissenschaftliche Scripten
2012

Allgemeine und Anorganische Chemie

1 Atombau

1.1 Fundamentale Begriffe



Reinstoff und Stoffgemische

Wenn man es mit einem **Stoff** im chemischen Sinne zu tun hat, kann es sich um einen **Reinstoff (Substanz)** oder um ein **Stoffgemisch** handeln. Ein Stoffgemisch besteht aus mehreren Substanzen, die **homogen** gemischt sein können, d.h. die verschiedenen Substanzen sind **molekular fein vermischt**, so dass man auch mit einem Mikroskop nur **eine Phase** erkennen würde. Bei einem **heterogenen** Stoffgemisch sind unter einem Mikroskop zwei Phasen zu erkennen. Beispiele für homogene Mischungen sind: **Luft** (Gase mischen sich immer homogen), **Meerwasser** (Salze wie Natriumchlorid sind molekular fein gelöst), oder eine Mischung aus Ethylalkohol und Wasser z.B. im **Wein**. Heterogene Mischungen sind z.B. **Milch** (Öltröpfchen in der wässrigen Lösung), **Nebel** (Wassertropfen in Luft) oder **Schwarzpulver** (Gemenge aus Schwefel, Kaliumnitrat und Holzkohle).

Elemente und Verbindungen

Ein **Reinstoff** kann entweder nur aus einem **Element** bestehen, oder es kann sich um eine **Verbindung** aus mehreren Elementen handeln. Beispiele für **elementare Stoffe** sind Quecksilber (Hg), Blei (Pb), Eisen (Fe), Schwefel (S), Wasserstoff (H_2) oder Sauerstoff (O_2). In einer Verbindung haben sich zwei oder mehr Elemente zu einem neuen Stoff verbunden. Zwischen den Elementen liegt eine chemische Bindung vor. Das Zahlenverhältnis der Elemente in einer Verbindung ist konstant, z.B. sind im Wasser (H_2O) doppelt so viele Wasserstoffatome wie Sauerstoffatome vorhanden.

Eine chemische Verbindung wird meistens entweder durch eine Summenformel oder durch eine Strukturformel beschrieben. Die **Summenformel** gibt an, wie viele Atome eines Elements in der Verbindung in der Summe vorkommen. Die Anzahl der Atome wird dabei rechts unten an das Element geschrieben.

Die **Strukturformel** gibt an, wie die Atome in der Verbindung miteinander verbunden sind.

Beispiele:

Die chemische Reaktion

Chemische Reaktionen sind **Stoffumwandlungen**. Die Reaktion wird durch eine Reaktionsgleichung beschrieben, bei der auf der linken Seite die **Ausgangsstoffe (Edukte)** und auf der rechten Seite die **gebildeten Stoffe (Produkte)** stehen. Die Richtung der Reaktion wird zudem durch den **Reaktionspfeil** (\rightarrow) verdeutlicht. Wenn es sich um eine Gleichgewichtsreaktion handelt, bei der die Edukte nicht vollständig in Produkte umgewandelt werden, benutzt man auch häufig den **Gleichgewichts-Doppelpfeil** oder stellvertretend ein Gleichheitszeichen.

Gesetz von der Erhaltung der Masse

Da Elemente bei einer chemischen Reaktion nicht ineinander umgewandelt werden (das wäre eine Kernreaktion, z.B. radioaktiver Zerfall) **müssen auf der linken Seite der Reaktionsgleichung immer gleich viele Atome eines Elementes stehen wie auf der rechten Seite (Gesetz von der Erhaltung der Masse)**. Die Reaktionsgleichung ist dann **stöchiometrisch richtig ausgeglichen**. Weiterhin muss die **Summe der Ladungen auf beiden Seiten gleich** sein, da weder Elektronen noch Protonen erzeugt oder vernichtet werden. Folgend sind einige Beispiele für Reaktionsgleichungen aufgeführt. Details zu den Reaktionen werden erst später erläutert. Überprüfen Sie jetzt nur diese Gleichungen auf den Erhalt der Masse und der Ladung.

Zwei Moleküle Wasserstoff (H_2 : bestehend aus zwei Wasserstoffatomen) reagiert mit einem Molekül O_2 zu zwei Molekülen H_2O . Wasserstoff und Sauerstoff reagieren im stöchiometrischen Verhältnis 2:1, d.h. es werden doppelt so viele Wasserstoffmoleküle wie Sauerstoffmoleküle verbraucht.

Calciumhydroxid (ein Salz bestehend aus Ca^{2+} -Ionen und doppelt so vielen OH^- -Ionen (Hydroxidionen)) reagiert mit Schwefelsäure (H_2SO_4) zu Calciumsulfat und zwei Molekülen Wasser. Wenn die Reaktion in wässriger Lösung durchgeführt wurde, fällt das Calciumsulfat leicht aus, da es relativ schlecht löslich ist.

Zu Calciumchloridlösung gibt man Natriumsulfatlösung, dann fällt ein Niederschlag von Calciumsulfat aus, während Natriumchlorid in Lösung bleibt.

Die **tiefgestellten Zahlen in der Summenformel** geben also das **stöchiometrische Verhältnis** der Atome in der Verbindung an, z.B. kommen in dem Salz Calciumsulfat auf ein Calciumion ein Schwefelatom und vier Sauerstoffatome.

Die Reaktion zwischen Calciumionen und Sulfationen unter Bildung von Calciumsulfat kann auch nur durch Angabe der Ionen beschrieben werden.

Um zu verstehen, dass die beiden zuletzt angeführten Gleichungen praktisch äquivalent sind, muss man wissen, dass Calciumchloridlösung aus Calciumionen (Ca^{2+}) und Chloridionen (Cl^-) besteht, während Natriumsulfatlösung aus Natriumionen (Na^+) und Sulfationen (SO_4^{2-}) besteht. Da die Natriumionen und die Chloridionen an der Reaktion nicht teilnehmen ("Zuschauerionen"), kann man sie aus der Gleichung auch weglassen.

Versuche: Beispiele für chemische Reaktionen und Reaktionsgleichungen

Abbrennen von Mg-Spänen an Luft:

Schwefel + Sauerstoff:

Fe in reinem O_2 abbrennen:

Verbrennung ohne Sauerstoff:

Chloratknall:

Luminol-Chemilumineszenz:

1.2 Atome und Elemente

Man hat sich schon in der Antike Gedanken um den Aufbau der Materie gemacht. Griechische Philosophen wie Platon und Aristoteles glaubten alle Materie besteht aus **4 Urstoffen (lat. Elementa): Erde, Wasser, Luft und Feuer**. Wie wir heute wissen, ist keines wirklich ein Element.

Atome sind die kleinsten chemischen Bauteile eines Elements. Atome bestehen aus Protonen (p^+), Neutronen (n) und Elektronen (e^-). Die Protonen tragen eine positive Elementarladung. Neutronen tragen keine elektrische Ladung. Elektronen tragen eine negative Elementarladung. Neutronen und Protonen haben etwa die gleiche Masse. Die Masse der Elektronen beträgt dagegen nur $1/1836$ der Masse eines Protons.

Atomkern:	(p^+ , 1 positive Elementarladung)
	(n , neutral)
	beides
Atomhülle:	(e^- , negative Elementarladung)
Absolutmasse von p^+ und n:	$1,7 \cdot 10^{-24}$ g
Absolutmasse von e^-:	$9 \cdot 10^{-28}$ g ($1/1836$ eines Protons)
Durchmesser Atomkern:	
Durchmesser Atomhülle:	

relative Atommassen und Molekülmassen

1 Masseneinheit = 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C =

Masse eines Neutrons = Masse eines Protons = 1 Dalton

relative Atommasse =

Molekülmasse =

Die absolute Masse eines Protons oder Neutrons beträgt $1,7 \cdot 10^{-24}$ g. Da es sehr unhandlich ist, mit so kleinen Massen zu rechnen, hat man eine relative Atommasseneinheit definiert als $1/12$ der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C . Da ^{12}C genau 6 Protonen und 6 Neutronen besitzt, entspricht die relative Masse eines Protons oder Neutrons genau 1. Die relative Atommasse kann also aus der Summe der Anzahl der Protonen und Neutronen berechnet werden.

Aufgabe: Wie groß ist die Masse eines Moleküls Ethanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)?

Elemente und Elementsymbole

Welche Eigenschaft des Atoms bestimmt nun, ob es sich um ein neues Element handelt, oder: Welche Eigenschaft charakterisiert ein Element eindeutig?

Chemisches Element:

Protonen und Neutronen befinden sich im Atomkern. Die Anzahl der Protonen im Atomkern bestimmt, um welches Element es sich handelt. Wasserstoff hat immer ein Proton, Helium zwei Protonen, Bor drei Protonen, Beryllium vier Protonen, etc. Die Anzahl der Protonen ist gleich der **Ordnungszahl** des Elements. Die Ordnungszahl ist damit auch gleich der **Kernladungszahl**. Sie heißt Ordnungszahl, da die Elemente im Periodensystem nach steigender Ordnungszahl geordnet sind. Die Elektronen befinden sich in der Atomhülle.

Anordnung und Bedeutung von Symbolen am Elementsymbol:

Beispiele:

Symbole für Elementarteilchen:

Die Atommasse wird links oben am Elementsymbol notiert, die Ordnungszahl links unten. Die Ordnungszahl ist allerdings mit dem Elementsymbol schon eindeutig definiert, daher wird dies nicht oft genutzt.

Die Atommasse wird also im Wesentlichen durch die Zahl der Protonen und Neutronen bestimmt, welche jeweils die relative Masse 1 haben (da sie gleich schwer sind und das Isotop ^{12}C genau 6 Protonen und 6 Neutronen besitzt).

Die Atommasse sollte damit immer fast ganzzahlig sein. Warum haben aber dann einige Elemente wie Schwefel eine so ungerade Atommasse? Der Grund sind die Isotope eines Elements, die sich in ihrer Masse unterscheiden.

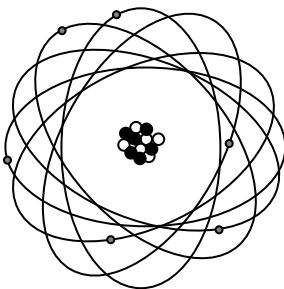
Isotope sind Atome eines Elements, die sich in der Zahl der Neutronen unterscheiden

Isotope des Wasserstoffs und Kohlenstoffs:

Isotop	Anzahl p ⁺ und n	Information
¹ H		
² H		
³ H		
¹² C		
¹³ C		
¹⁴ C		

Für ein Isotop gilt:

Ein **Element** hat immer die **gleiche Anzahl an Protonen** im Atomkern, da diese die Identität des Elements bestimmen, z.B. hat C immer 6 Protonen im Kern, die Ordnungszahl ist 6. Die Atomkerne eines Elementes können jedoch unterschiedlich viele Neutronen enthalten. **Atome, die sich nur in der Anzahl der Neutronen unterscheiden, bezeichnet man als Isotope eines Elements.** So existieren vom Wasserstoff drei Isotope: ¹H mit einem Proton, ²H mit einem Proton und einem Neutron und ³H mit einem Proton und zwei Neutronen. Für die schwereren Isotope des Wasserstoffs gibt es eigene Namen: ²H = Deuterium und ³H = Tritium. Die Neutronenzahl eines Isotops kann man aus der Differenz zwischen Massezahl und Ordnungszahl (=Protonenzahl) berechnen. Wenn ein Element zu viele Neutronen enthält, wird es radioaktiv, d.h. der Atomkern wird instabil und zerfällt. Tritium ist radioaktiv.



Das Isotop ¹²C: Es befinden sich sechs Protonen und sechs Neutronen im Atomkern und sechs Elektronen in der Hülle

Warum sind manche Atommassen nicht ganzzahlig?

Die Massenzahl der Elemente im Periodensystem kann deutlich von ganzzahligen Werten abweichen, da hier die **natürliche Häufigkeit der Isotope** mit eingeht. So besteht Chlor in der Natur aus 75,4 % ³⁵Cl und 24,6 % ³⁷Cl. Daraus berechnet sich eine relative Atommasse von:

Je nachdem, ob Isotope eines Elements in der Natur existieren, unterscheidet man zwischen Reinelementen (es gibt keine Isotope) und Mischelementen. Streng genommen verwendet man den Begriffs "Isotop" nur auf den Vergleich von zwei oder mehr Elementen mit unterschiedlicher Neutronenzahl. Die durch die Ordnungszahl und Neutronenzahl definierte Atomsorte bezeichnet man als **Nuklid**. Nicht selten wird der Begriff des Isotops verwendet, wo korrekterweise ein Nuklid gemeint ist. Beispiel: "Von Fluor existiert nur ein Isotop, das ¹⁹F".

Reinelement	
Mischelement	

Radioisotope sind instabile, also **radioaktive Isotope**. Einige Radioisotope haben eine Bedeutung in der biochemischen Forschung und in der med. Diagnostik oder Therapie, aber auch als krebserzeugende Verbindungen. Ein Beispiel hierfür ist die radioaktive Belastung durch aus dem Erdinneren austretendes Radon (^{222}Rn) in der Raumluft.

Assays in biochemischer und molekularbiologischer Forschung	
Lungenfunktionstest	
Radiocobalttherapie von Tumoren	
Radioiodtherapie (Schilddrüsenkarzinom)	
Radonquelle in Kurbädern	

Ionen:

Beispiele:

Ein **neutrales Atom** besitzt genau so viele Elektronen wie Protonen. Wenn das Atom weniger Elektronen als Protonen besitzt, ist es positiv geladen, wenn es mehr besitzt, dann negativ. Ein Wasserstoffatom H besitzt ein Proton im Kern und ein Elektron in der Hülle. Wenn das Wasserstoffatom ein Elektron abgibt, verbleibt nur ein Proton, da fast alle H-Atome keine Neutronen besitzen. Das Proton wird dann in Reaktionsgleichungen allerdings nicht als p^+ sondern als **H^+ (Proton, Wasserstoffion)** bezeichnet. Wenn H ein Elektron zusätzlich aufnimmt, wird es zum Hydridion H^- . Dieses Ion ist allerdings sehr basisch und in Gegenwart von Wasser nicht stabil. **Die Ladung wird rechts oben am Elementsymbol notiert.**

Positiv geladene Ionen heißen **Kationen**, negativ geladene Ionen heißen **Anionen**.

Das Mol als Zählinheit der Stoffmenge

Die in der Praxis eingesetzten Stoffmengen enthalten sehr viele Atome. So enthält 1 g Kohlenstoff etwa $5 \cdot 10^{22}$ Atome. Es wäre somit unhandlich, die Stoffmenge direkt als Anzahl der Atome zu beschreiben. Daher wurde mit dem Mol eine Einheit für die Stoffmenge geschaffen, die diese makroskopisch sinnvoll beschreibt. Das Mol ist die Zählinheit der Stoffmenge.

Definition: 1 Mol =

Experimente zeigen:

1 Mol Argon enthält **$6,023 \cdot 10^{23}$** Argonatome.

1 Mol MgCl_2 enthält ca. Ionen

Die **Molmasse** ist die Masse von 1 Mol Stoff. Sie kann als Summe der Atommassen einer Verbindung berechnet werden. Die Einheit der Molmasse ist g/mol.

Das **Molvolumen** von Gasen beträgt 22,4 l. 1 Mol eines idealen Gases (egal welches) nimmt 22,4 l Volumen ein.

Beispiel: (A) Wieviel Liter Sauerstoff werden bei der Verbrennung von 48,6 g Magnesium verbraucht?

Molmasse Mg = 24,3 g/mol

Umrechnung zwischen Stoffmenge (n in [mol]) und Gewicht (m in [g]) mit der Molmasse M [g/mol]:

(B) Wieviel Mol sind in 121,5 g Magnesiumpulver enthalten?

(C) Wieviel Liter CO_2 entstehen bei der Verbrennung von 2 Gramm C_6H_{14} (Hexan)?

Stoffkonzentration

(A) Wieviel Gramm Glucose müssen eingewogen werden, um 0,5 l einer 10 mM Glucose-Lösung zu erhalten?

(1) Molmasse berechnen

(2) Stoffmenge berechnen

(3) in Einwaage umrechnen

(B) 1 Gramm Natriumchlorid wird in 500 ml Wasser gelöst. Wie ist die Stoffmengen-Konzentration?

(1) Stoffmenge berechnen

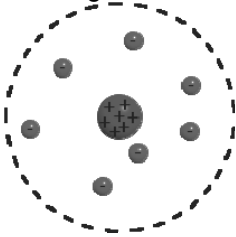
(2) Konzentration ausrechnen

1.3 Atommodelle

Die Atommodelle bilden die Grundlage für ein Verständnis der Eigenschaften der Elemente.

Rutherford'sches Planetenmodell

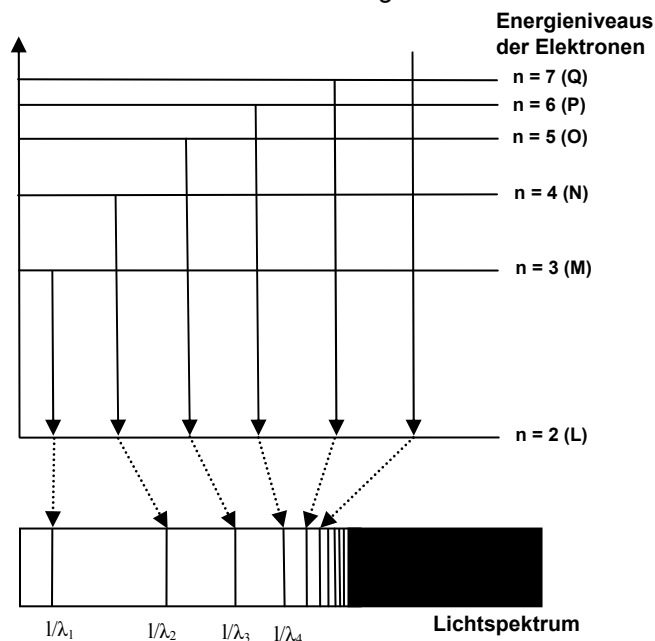
Rutherford hat Metallfolien mit α -Strahlen beschossen (He^{2+} -Kerne). Aus der Ablenkung der Strahlung ergab sich folgendes Bild vom Atom:



Die Elektronen kreisen in großer Entfernung um schwereren, positiv geladenen Atomkern. Aus der klassischen Mechanik folgt: Die Zentrifugalkraft wird durch die Coulombsche Anziehungskraft zwischen dem positiv geladenen Atomkern und den negativ geladenen Elektronen kompensiert.

Bohr'sches Atommodell

Nach dem Rutherford-Modell sollten die Elektronen auf beliebigen Bahnen kreisen können. Aus spektroskopischen Versuchen (Linienspektren) war aber bekannt, dass die Elektronen diskrete (ganz bestimmte) Energieniveaus besetzen und andere Energieniveaus nicht einnehmen können.



Linienspektren des Wasserstoffatoms und seine Entstehung durch Übergänge zwischen Energieniveaus der Atome. Das Atom wird durch Wärme (Flammenspektren) oder elektrische Energie angeregt, d.h. ein Elektron geht von seinem Grundniveau in ein energetisch höher liegendes Orbital über. Bei der Rückkehr in den Grundzustand wird die entsprechende Energiedifferenz als Licht frei. Über die Wellenlänge λ (Lambda) des Lichtes kann gemäß $\Delta E = h \nu = h c / \lambda$ die Energiedifferenz berechnet werden. Es ist sichtbar, dass in dem Spektrum nur diskrete Linien auftreten, kein kontinuierliches Spektrum. Daraus ist zu schließen, dass die Elektronen in dem Atom nur bestimmte Energieniveaus einnehmen können.

VERSUCH: Gasentladungsröhren der Edelgase und anderer Gase

He, Ne, Ar, Kr, Xe, N_2 , O_2 , CO_2

Flammenfärbungen von:

Calcium:

Lithium:

Natrium:

Cäsium:

Kupfer:

Ein weiteres Problem des Rutherford-Modells ist es, dass die klassische Elektrodynamik für solch ein System bewegter Ladungen die Abstrahlung elektromagnetischer Wellen voraussagt. Dabei wird Energie an die Umgebung abgegeben, die dem Elektron schließlich fehlt, was dazu führen sollte, dass das Elektron immer langsamer um den positiv geladenen Kern kreist. Aufgrund der dann kleiner werdenden Zentrifugalkraft („Fluchtkraft“) würde das Elektron innerhalb kürzester Zeit auf einer Spiralbahn in den Kern fallen. Das widerspricht der offensichtlichen Stabilität der Atome.

Es war durch die Arbeiten von Einstein und Planck bekannt, dass Energieänderungen im atomaren Bereich nicht kontinuierlich sondern gequantelt verlaufen, d.h. es gibt kleinste, nicht teilbare Energiepakete. Bohr postulierte, dass die Energie der Elektronen ebenfalls gequantelt ist und die Elektronen auf bestimmten Bahnen strahlungsfrei laufen. Weiterhin konnte er die Energieniveaus für Atome mit einem Elektron (z.B. H-Atom, Li^+ -Ion) exakt berechnen und die Werte stimmten mit denen aus den Linienspektren überein.

Wellenmechanisches Atommodell

Die Postulate Bohrs wurden durch die Arbeiten von de Broglie, Heisenberg und Schrödinger in neuen Teilchen- und Atommodellen erklärt. Die bisherige Ansicht war, dass Elektronen Teilchen sind, während Licht eine Welle ist. **De Broglie** zeigte, dass Elektronenstrahlen an Metallfolien gebeugt werden ähnlich wie Licht an einem Spalt oder Gitter und damit Wellencharakter besitzen.

Heisenberg zeigte, dass Ort und Impuls eines Teilchens nicht gleichzeitig beliebig genau bestimmbar sind (Heisenbergsche Unschärferelation). Beide Effekte weisen den Weg zu einem neuen wellenmechanischen Atommodell nach Schrödinger (1926).

Schrödinger beschreibt die Elektronen in Atomen durch **Wellengleichungen** (Schrödinger-Gleichungen).

Die Wellengleichung beschreibt:

Obwohl die Elektronen Teilchen sind, werden sie im Atom als Wellengleichungen beschrieben. Mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit (z.B. 90 %) halten sie sich in einem Raum, der als **Orbital** bezeichnet wird, auf.

Falsch: Das Elektron kreist in dem Orbital umher (klassische Vorstellung)

Richtig: Das Elektron ist als Welle mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit überall im Orbital gleichzeitig anzutreffen.

Die 4 Quantenzahlen

Die möglichen Orbitale für Mehrelektronensysteme, die sich aus der Lösung der Schrödingergleichung ergeben, lassen sich durch 4 Hauptquantenzahlen beschreiben:

		bestimmt Abstand vom Kern
		bestimmt Gestalt des Orbitals l = 0 (s-Orbital); l = 1 (p-Orbital); l = 2 (d-Orbital), l = 3 (f-Orbital)
		räumliche Orientierung des Orbitals (z.B. p_x, p_y, p_z)
		Eigenrotationsrichtung (Spin) des e^- in einem Orbital

Jedes Orbital ist durch die Quantenzahlen n, l, m_l eindeutig bestimmt.

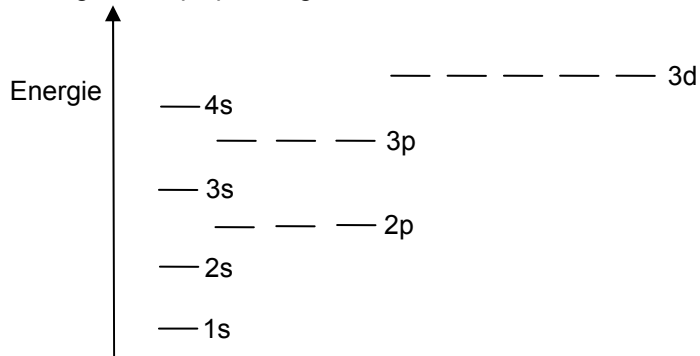
Bei der Besetzung der Orbitale mit Elektronen gilt das **Pauli-Verbot**:

In ein Orbital (gekennzeichnet durch gleiches n , l , und m_l) passen also maximal zwei Elektronen mit unterschiedlichem Spin m_s . Wie werden die Orbitale nun mit Elektronen befüllt?

Aufbauprinzip:

Hundsche Regel: maximale Spinmultiplizität:

Energiegleiche Orbitale werden zunächst mit je einem Elektron gleicher Spinquantenzahl m_s besetzt, erst danach erfolgt eine Spinpaarung.



Diese Orbitale werden nun entsprechend der oben aufgeführten Regeln mit Elektronen befüllt. Die Anzahl der Elektronen für ein Element entspricht der Ordnungszahl.

Der Aufbau des Periodensystems der Elemente ist aus den Regeln des Atomaufbaus verständlich.

1.4 Das Periodensystem der Elemente

Mit der Zeit wurden immer mehr chemische Elemente entdeckt und ihre physikalischen und chemischen Eigenschaften wurden untersucht. Dabei wurde festgestellt, dass

- (1) Gruppen von Elementen gewisse gemeinsame Eigenschaften besitzen
- (2) Zwischen den Gruppen Eigenschaften sich periodisch und systematisch ändern

- Aufstellung des Periodensystems der Elemente (1896 unabh. durch Mendeljew und Meyer)
- Erklärung der Ordnung durch Atommodelle (Aufbau der Atome)

Es gibt gegenwärtig **109 Elemente**, davon kommen **92 in der Natur** vor. Die restlichen (schweren) Elemente sind so instabil, dass sie radioaktiv sind und natürlich nicht vorkommen. Unter den 92 natürlichen Elementen sind **70 Metalle**, **16 Nichtmetalle** und **6 Edelgase**.