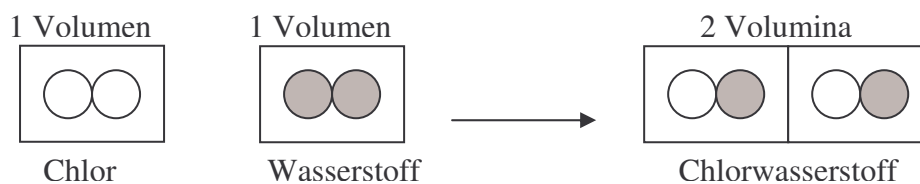


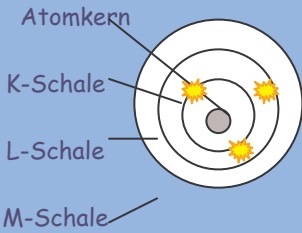
Grundwissen Chemie

- ✧ Bei einer chemischen Reaktion ist die **Masse der Produkte gleich der Masse der Ausgangsstoffe (Edukte)** (Gesetz von der Erhaltung der Masse – Lavoisier 1785 – Grenzfall des Prinzips der Erhaltung der Energie $E = m \cdot c^2$)
- ✧ Chemische Elemente vereinigen sich in einem **konstanten Massenverhältnis** (Gesetz der konstanten Proportionen)
- ✧ Die **Massenverhältnisse** zweier Elemente, die sich zu verschiedenen chemischen Substanzen vereinigen, **stehen zueinander im Verhältnis einfacher ganzer Zahlen** (Gesetz der multiplen Proportionen: $\text{NO} \rightarrow 1 : 1$, $\text{NO}_2 \rightarrow 1 : 2$, ...)
- ✧ **Gleiche Volumina „idealer“ Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Teilchen**



- ✧ Leukipp & Demokrit: „Materie ist nicht beliebig weit zerteilbar → kleinstes Teilchen: Atom (gr. *atomos* = unteilbar)“
- ✧ Die derzeit gültige Festlegung der **Atommasseneinheit (1u) bezieht sich auf 1/12 der Masse des Kohlenstoffisotops der Masse 12: $^{12}_6\text{C}$** → Masse eines Protons und eines Neutrons etwa 1u
- ✧ **Bohr'sches Atommodell**
 - ⊗ Bahnen des Elektrons: Die Elektronen umkreisen den Atomkern in bestimmten Bahnen ohne Abgabe von Energie, also **strahlungsfrei**. Dabei nimmt die Energie nur ganz bestimmte, **durch die jeweilige Bahn charakterisierte Werte** an.
 - ⊗ Bahnwechsel der Elektronen: Der Übergang von einer kernferneren Bahn zu einer kernnäheren erfolgt **sprunghaft unter Abgabe einer Strahlung (eines Photons)** mit der Frequenz f : $hf = E_{n_i} - E_{n_1} = \Delta E$ E_{n_i} = Energie des Elektrons auf der kernferneren Bahn und E_{n_1} = auf der kernnäheren Bahn
 - ⊗ Die bereits bekannten Serien des Linienspektrums von Wasserstoff konnten damit erklärt werden und weitere Serien wurden zutreffend vorhergesagt und später experimentell bewiesen
 - ⊗ **Für das Wasserstoffspektrum konnte eine allgemeine Formel aufgestellt werden, die für alle Serien gültig war:**
$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$
 n_1 : Quantenzahl für den energieärmsten Zustand der jew. Serie
 n_i : Quantenzahlen für jew. energiereichere Zustände $n_i > n_1$
 - ⊗ Der Atomradius von Wasserstoff konnte in der richtigen Größenordnung berechnet werden

- ⚙ **Die Bohrpostulate sind theoretisch nicht begründbar** (deshalb Postulate: Ansatz, der zu einem sinnvollen Ergebnis führt, auch wenn theoretisch nicht begründbar/ widersprüchlich)
- ⚙ Auf andere Elemente lässt sich das Modell nur bedingt übertragen - genauere Berechnungen und Erklärungen sind nicht möglich

Schalenmodell			Orbitalmodell																								
Die Elektronen befinden sich auf konzentrischen Schalen um den Atomkern			Heisenbergschen Unschärferelation: Ort und Geschwindigkeit eines Elektrons können nicht gleichzeitig exakt bestimmt werden → dem Elektron wird daher keine bestimmte Bahn zugeordnet sondern ein Raum, in dem es zu finden ist: das Orbital																								
Insgesamt unterscheidet man bis zu sieben Schalen - jede Schale stellt eine bestimmte Energienstufe dar und kann eine bestimmte Anzahl Elektronen aufnehmen			Orbitale sind dreidimensionale Aufenthaltsräume von Elektronen, die sich nach Schrödinger durch mathematische Funktion darstellen lassen																								
Die jeweils äußerste Schale heißt Valenzschale, ihre Elektronen Valenzelektronen - diese sind verantwortlich für die chemischen Eigenschaften der Elemente sowie für die chemischen Bindungen zwischen Atomen			Diese Funktionen beschreiben die Wahrscheinlichkeit, ein Elektron in einem Orbital vorzufinden																								
<table border="1"> <thead> <tr> <th>Nummer der Schale = Quantenzahl</th> <th>Bezeichnung</th> <th>max. Anzahl an Elektronen</th> </tr> </thead> <tbody> <tr><td>1</td><td>K</td><td>2</td></tr> <tr><td>2</td><td>L</td><td>8</td></tr> <tr><td>3</td><td>M</td><td>18</td></tr> <tr><td>4</td><td>n</td><td>32</td></tr> <tr><td>5</td><td>O</td><td>50</td></tr> <tr><td>6</td><td>p</td><td>72</td></tr> <tr><td>7</td><td>Q</td><td>98</td></tr> </tbody> </table>			Nummer der Schale = Quantenzahl	Bezeichnung	max. Anzahl an Elektronen	1	K	2	2	L	8	3	M	18	4	n	32	5	O	50	6	p	72	7	Q	98	Zur Beschreibung der Energiezustände eines Elektrons benötigt man in Erweiterung der Bohrschen Theorie 4 Quantenzahlen : 1. Hauptquantenzahl n (Schale im Schalenmodell, Periode im PS) → Energieniveau des Elektrons in einem Orbital 2. Nebenquantenzahl l → Energieunterschiede innerhalb eines Energieniveaus & räuml. Form des Orbitals 3. Magnetquantenzahl m unterscheidet das Verhalten von Elektronen in einem von außen angelegten Magnetfeld 4. Spinquantenzahl s berücksichtigt den Spin
Nummer der Schale = Quantenzahl	Bezeichnung	max. Anzahl an Elektronen																									
1	K	2																									
2	L	8																									
3	M	18																									
4	n	32																									
5	O	50																									
6	p	72																									
7	Q	98																									
			Die 4 Quantenzahlen können nur bestimmte Werte annehmen: $n=1,2,3,\dots$; $l=0,1,2,\dots,n-1$; $m=-l,-(l-1),\dots,0,\dots,+(l-1),+1$ $s=\pm 1/2$ Pauli-Prinzip: die Elektronen eines Atoms müssen sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden! Jedes Orbital kann 2 Elektronen mit jew. unterschiedlichem Spin aufnehmen.																								

s-Orbitale

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l = 0$ haben eine **kugelsymmetrische** Raumstruktur, die Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen innerhalb des Orbitals ist in der Nähe des Kerns am größten und nimmt mit steigender Entfernung ab

p-Orbitale

Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l = 1$ haben eine „**hantelförmige**“ Raumstruktur. Nach den Auswahlregeln ergeben sich 3 mögliche Magnetquantenzahlen mit den Werten $-1, 0, +1$. Dem entsprechen 3 Orbitale in den drei Raumrichtungen.

d-Orbitale

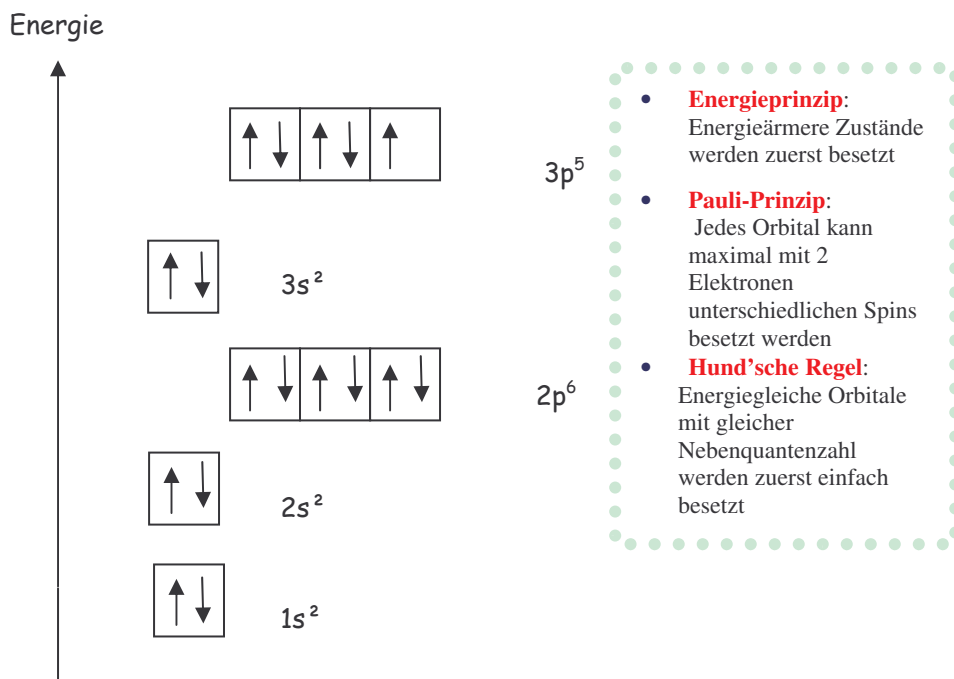
Orbitale mit der Nebenquantenzahl $l = 2$ haben eine „**rosettenförmige**“ Raumstruktur. Nach den Auswahlregeln ergeben sich 5 mögliche Magnetquantenzahlen mit den Werten $-2, -1, 0, +1, +2$. Dem entsprechen 5 Orbitale.

Darstellung von Orbitalen

Zur übersichtlichen Darstellung der Elektronenkonfiguration eines Atoms werden dessen **Orbitale oft als Kästchen** gezeichnet - die **darin enthaltenen Elektronen** werden **als senkrechte Pfeile** dargestellt, zur Unterscheidung des Spins weisen diese in einander entgegengesetzte Richtungen (2 davon in einem Orbital sind **gepaarte** Elektronen).

Hauptquantenzahl $n=2$ / 2.Periode — $2 p^6$ — Zahl der Elektronen mit $n=2$ und $l=1$
Nebenquantenzahl $l=1$

Beispiel: Elektronenkonfiguration für ein Chloratom



Jedes chemische Element ist durch die Anzahl der Protonen im Kern seiner Atome charakterisiert. Die **Protonenzahl** heißt auch **Kernladungszahl** - diese Zahl ist gleich der **Ordnungszahl**, nach der die Elemente im Periodensystem angeordnet sind. Die **Anzahl der Protonen ist gleich der Anzahl der Elektronen**.

FORTSETZUNG AUF DER NÄCHSTEN SEITE

SKRIPT VON BIOSTUDIUM.INFO

Der Kern besteht zusätzlich aus Neutronen - die **Summe aus der Zahl der Protonen und Neutronen nennt man Nucleonenzahl oder Massenzahl.**

Mit wachsender Kernladungszahl nimmt die Neutronenzahl überproportional zu → nötig für die Stabilität der Kerne (siehe bei Physikwissen unter Radioaktivität).

Nucleonenzahl = Protonen + Neutronen
= Massenzahl

Ladungszahl

Elementsymbol

Ordnungszahl
= Kernladungszahl
= Protonenanzahl
= Elektronenanzahl (ungeladener Zustand!)

Radioaktivität

☞ ✨ Ausführlich im Physikwissen ✨ ☞

Die Zerfallsreihen lassen sich für einzelne Elemente errechnen:

Bsp.:

Uran-Reihe $4n + 2$

Ra mit der Massenzahl 226 oder 223?

$$226 = 4n + 2 \rightarrow 226 - 2 = 4n \rightarrow 224 / 4 = n \rightarrow n = 56$$

$$223 = 4n + 2 \rightarrow 223 - 2 = 4n \rightarrow 221 / 4 = n \rightarrow n = 55,25$$

Nur $n = \text{eine ganze Zahl}$ stimmt für die jew. Reihe!

VIEL ERFOLG BEIM LERNEN!

Bei Fragen könnt ihr euch gerne im Forum melden
- und bitte meldet Fehler!

<http://www.biostudentenforum.de>

Literaturempfehlungen:

Pocket Teacher ABI Chemie - Grundwissen leicht erklärt

Latscha Anorganik und Organik

Mortimer für Komplexe und Begriffserklärungen (Glossar hinten)