

Chemie

Unterricht Dr. B. Perdikakis

Verfasst von A. Hobé und V. Timmel

Inhaltsverzeichnis

I Anorganische Chemie	1
1 Atomlehre	2
1.1 Atommodelle	2
1.2 Schrödingergleichung	3
1.3 Eigenschaften von Elektronen	5
1.4 Periodensystem der Elemente	6
1.5 Aufgaben	8
2 Chemische Bindungen	9
2.1 Verbindungen	9
2.2 Bindungstypen	10
2.3 Aufgaben	14
3 Beziehung zwischen Struktur und Eigenschaften	15
3.1 Zwischenmolekulare Kräfte	15
3.2 Lösungen	17
3.3 Einheiten von Lösungen	21
3.4 Aufgaben	22
4 Chemische Thermodynamik	23
4.1 Exo- und endotherme Reaktionen	23

Teil I

Anorganische Chemie

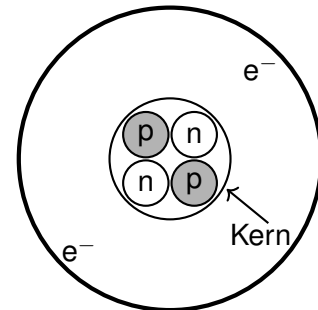
Kapitel 1

Atomlehre

1.1 Atommodelle

Atombau: (S.31)

Das Atom ist das kleinste Teilchen in welches man einen Stoff mit chemischen Mitteln zerlegen kann. Es besteht aus einem positiv geladenen Kern und aus negativ geladenen Elektronen. Diese Elektronen umkreisen den Kern. Der Kern besteht aus Neutronen und Protonen, welche als Nukleonen (bed: Kernteilchen) klassifiziert werden.

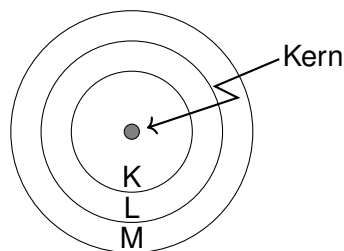


Die Atomtheorie von Rutherford: (S.25-30)

Die Atomtheorie von Rutherford besagt, dass die Elektronen den Kern umkreisen wie die Planeten unsere Sonne.

Bohrsches Atommodell: (S.39-50)

Das Bohrsche Atommodell besagt, dass sich Elektronen auf bestimmten Bahnen/Schalen bewegen. In seinem Modell bekommt jede dieser Schalen einen Buchstaben zugeteilt: K,L,M, und N. Je nach Bahn haben die Elektronen einen anderen Energieinhalt.



Bis und mit Bohr haben alle Chemiker die Elektronen als mechanische Körper betrachtet.

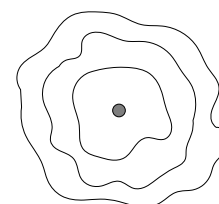
Theorie der Unschärferelation von Heisenberg: (S.50-51)

Heisenberg hat entdeckt, dass die Elektronen eine duale Natur besitzen, da sie sich gleichzeitig wie mechanische Körper und auch wie Wellen verhalten. Bei solchen Teilchen mit doppelter Natur kann man nicht gleichzeitig die Geschwindigkeit und die Position eines Elektrons bestimmen: Je genauer man die Position bestimmt, desto grösser wird die Ungenauigkeit der Bestimmung der Geschwindigkeit (und auch umgekehrt).

1.2 Schrödingergleichung

Die heute geltende Atomtheorie: (S.55-60 und S.70)

Schrödinger hatte eine Wellenfunktion kreiert mit welcher man die Wahrscheinlichkeit berechnen kann, dass sich ein Elektron in einem bestimmten Raum befindet. Der Raum, in dem sich das Elektron am wahrscheinlichsten aufhält, wird Orbital genannt.



Elektronenwolke

Schrödingergleichung (Wellenfunktion): (S.55-60 und S.70)

Bei der Schrödingergleichung haben wir vier Parameter, welche Quantenzahlen genannt werden. Diese Quantenzahlen beschreiben das Verhalten eines Elektrons vollständig. Die Elektronen eines Atoms können durch die Schrödingergleichung komplett beschrieben werden.

Die Hauptquantenzahl: (n) (S.55-60)

Die Schale, in welcher sich das zu bestimmende Elektron befindet, ist die Hauptquantenzahl. Das n nimmt die natürlichen Zahlen (\mathbb{N}) sowie Energieinhalte an (1,2,3,4,5,...).

Die Nebenquantenzahl: (l) (S.55-60)

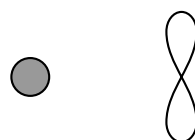
Mit der Nebenquantenzahl bestimmen wir die verschiedenen Arten der Orbitale welche eine Schale haben kann. In diesen können sich Elektronen befinden. Das l nimmt alle Werte von 0 bis $(n - 1)$ an.

$l = 0$: Das Elektron befindet sich in einem s-Orbital (sharp), welches kugelförmig aussieht.

$l = 1$: Entspricht dem p-Orbital (principle).

$l = 2$: Entspricht dem d-Orbital (diffuse) (siehe Bild im Lehrbuch)

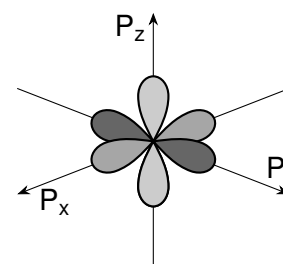
$l = 3$: Entspricht dem f-Orbital (fundamental) (siehe Bild im Lehrbuch)



S-Orbital P-Orbital

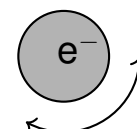
Magnetische Quantenzahl: (m) (S.55-60)

Die magnetische Quantenzahl beschreibt das Verhalten eines Elektrons im magnetischen Feld und gibt somit die räumliche Orientierung des Orbitals an. Das m nimmt alle Werte von $-l, \dots, 0, \dots, +l$ an. Somit stehen, für $l = 1$, die drei p-Orbitale senkrecht aufeinander (P_x, P_y, P_z).



Spinquantenzahl: (s) (S.55-60)

Die Spinquantenzahl beschreibt den eigenen Drehimpuls des Elektrons. Das s kann die Werte $\frac{1}{2}$ oder $-\frac{1}{2}$ annehmen.

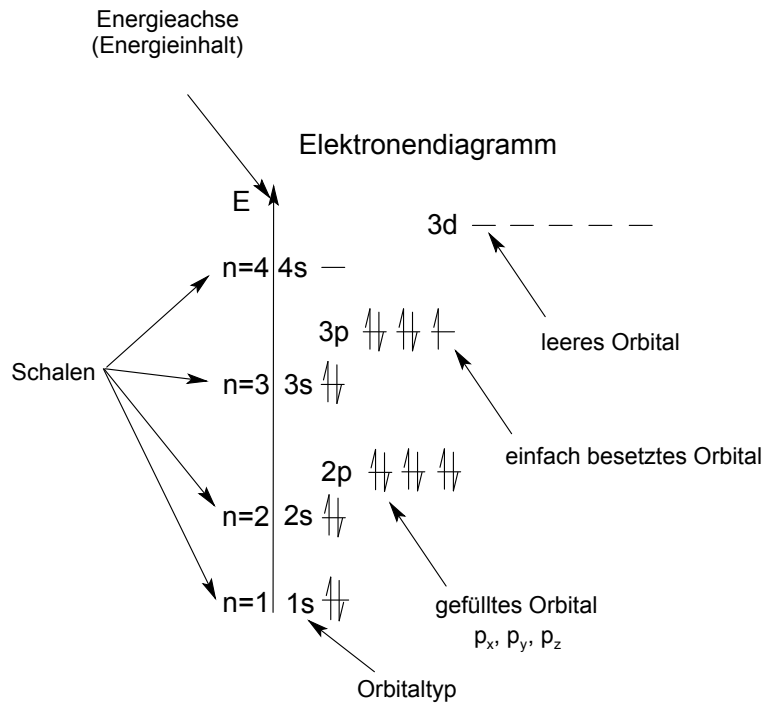


Pauliprinzip: (S.56)

Im selben Atom kann es nicht zwei Elektronen geben, welche die gleichen vier Quantenzahlen besitzen. Daraus folgt, dass sich im gleichen Orbital nicht mehr als zwei Elektronen befinden können.

Elektronendiagramm:

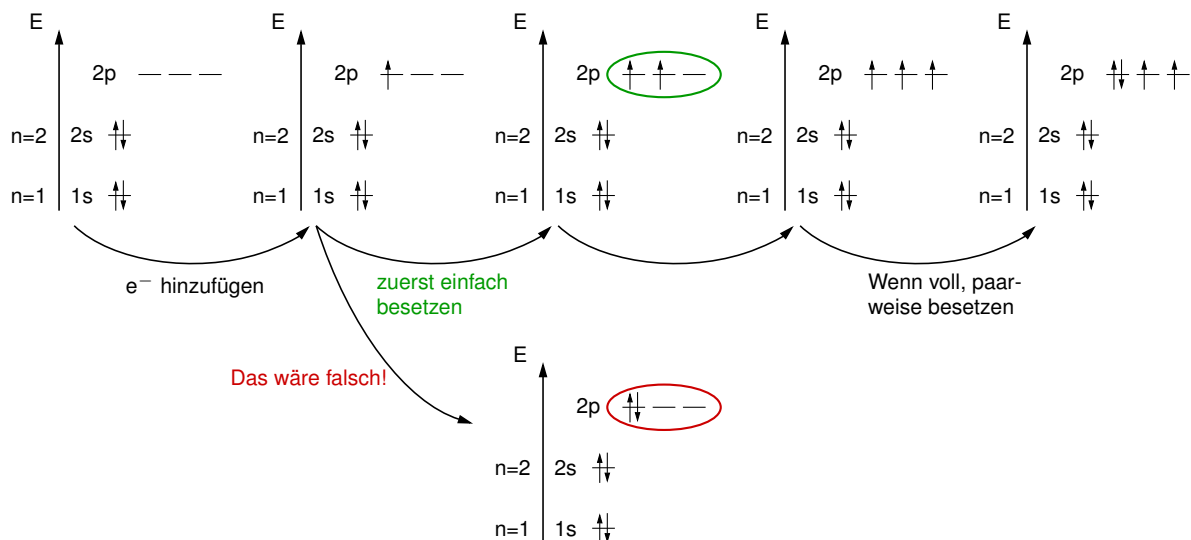
Ein Elektronendiagramm ist eine Visualisierung der Energieinhalte der Elektronen und ihrer Verteilung in den Orbitalen.



Das Elektronendiagramm wird nach der Hund'schen Regel aufgebaut.

Hund'sche Regel:

Orbitale, welche sich auf gleichem Energieniveau befinden, werden zuerst einzeln mit Elektronen besetzt und erst danach paarweise. Dies ist energetisch günstiger, da sich Elektronen im gleichen Orbital leicht abstoßen.



1.3 Eigenschaften von Elektronen

Ionisierungsenergie: (S.44)

Die Ionisierungsenergie ist die Energie, welche gebraucht wird um ein Elektron von einem Atom zu entfernen. Innerhalb einer Periode nimmt die Ionisierungsenergie nach rechts zu und innerhalb einer Gruppe nach unten ab.

Begründung: $F_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon} \frac{Q \cdot q}{r^2}$

Die Energie ist Kraft mal Weg und somit ist die Ionisierungsenergie von der Coulombkraft abhängig. Innerhalb einer Periode nimmt die Ladung des Kerns zu (Q_1) und der Abstand der Valenzschale bleibt etwa gleich, die Coulombkraft wird deshalb grösser. Innerhalb einer Gruppe nehmen die Ladung (Q_1) und der Abstand (r^2) zu. In einer Gruppe "gewinnt" r^2 gegen Q_1 , da die Zunahme des Abstands viel, viel grösser ist als die Zunahme der Ladung. Somit wird die Coulombkraft gegen unten kleiner.

Elektronenaffinität: (S.88)

Das ist die Energie, die bei der Aufnahme eines Elektrons frei wird. Innerhalb einer Periode nimmt die Elektronenaffinität nach rechts zu und innerhalb einer Gruppe nach unten ab.

Begründung: $F_C = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon} \frac{Q \cdot q}{r^2}$

Die Energie ist Kraft mal Weg, somit ist die Ionisierungsenergie von der Coulombkraft abhängig. Innerhalb einer Periode nimmt die Ladung des Kerns zu (Q_1) und der Abstand (r^2) der Valenzschale bleibt etwa gleich, die Coulombkraft wird deshalb grösser. Innerhalb einer Gruppe nehmen die Ladung (Q_1) und der Abstand (r^2) zu. In einer Gruppe "gewinnt" r^2 gegen Q_1 , da die Zunahme des Abstands viel, viel grösser ist als die Zunahme der Ladung. Somit wird die Coulombkraft nach unten kleiner.

Elektronegativität: (EN) (S.81)

Das ist ein Mass dafür, wie stark die äusseren Elektronen, verglichen mit Fluor, angezogen werden. Fluor wurde gewählt, da es das elektronegativste Element ist. Die elektronegativsten Elemente befinden sich oben rechts im Periodensystem. Die Elektronegativität nimmt innerhalb einer Periode zu und innerhalb einer Gruppe ab. Das elektronegativ schwache Francium befindet sich links unten im PS und gibt daher seine Elektronen sofort ab. Es ist somit instabil. Die Elektronegativität der Edelgase ist nicht relevant für die Chemie, da diese eine volle äusserste Schale haben.

1.4 Periodensystem der Elemente

Valenz-Elektronen und Valenz-Orbitale: (S.66)

Elektronen in der äussersten Schale werden Valenzelektronen genannt. Orbitale der äussersten Schale werden Valenzorbitale genannt. Die chemischen Eigenschaften von Elementen sind abhängig von den Elektronen und Orbitalen der äussersten Schale.

Periodensystem: (S.60-71)

Mendelejew hat bemerkt, dass Elemente mit gleicher Anzahl Valenzelektronen ähnliche physikalische und chemische Eigenschaften aufweisen. Elemente der horizontalen Reihe (Periode) haben die gleiche Anzahl Schalen. Elemente der vertikalen Reihe (Gruppe) haben die gleiche Anzahl Valenzelektronen. Für eine systematische Untersuchung der Elemente hat er das Periodensystem nach steigender Ordnungszahl gebildet.

		Gruppe								
		1							8	
		H	2	3	4	5	6	7	He	
Periode	1	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
	2	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
	3	K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	4	Rb	Sr	Übergangselemente	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	5	Cs	Ba		Ti	Pb	Bi	Po	At	Rn
	6	Fr	Ra							
	7									

Das Periodensystem ist in Hauptgruppen aufgeteilt, welche nummeriert werden und folgende Namen haben:

1: Alkalimetalle, **2:** Erdalkalimetalle, **3:** Erdmetalle, **4:** Kohlenstoffgruppe, **5:** Stickstoff/Phosphorgruppe, **6:** Chalkogene, **7:** Halogene und **8:** Edelgase.

Elemente, welche bevorzugt ihre Elektronen abgeben, werden Metalle genannt und solche, welche bevorzugt Elektronen aufnehmen, Nichtmetalle. Halbmetalle können sowohl Elektronen abgeben als auch aufnehmen (Beispiel: Si).

Übergangsmetalle: (S.69)

Übergangsmetalle sind Elemente, welche in der äussersten Schale Elektronen haben, ohne dass die vorherige Schale vollständig besetzt ist. Dies kommt zustande, da die d-Orbitale der Übergangsmetalle ein höheres Energieniveau haben als s-Orbitale der nächsten Schale.

Ordnungszahl: (S.31)

Die Anzahl der Protonen in einem Atom entspricht der Ordnungszahl. Das Periodensystem ist nach steigender Ordnungszahl aufgebaut.

Massenzahl: (S.31)

Die Massenzahl ist die Summe der Anzahl Neutronen und Protonen in einem Atom und somit die Masse des ganzen Atoms, da die Masse eines Elektrons vernachlässigbar ist.

Isotope: (S.31)

Fast alle Elemente haben Isotope. Isotope haben die gleiche Anzahl Protonen (gleiche Ordnungszahl → gleicher Ort im PSE), aber eine unterschiedliche Anzahl Neutronen. Somit unterscheiden sich Isotope eines Elements in ihrer Massenzahl. Beispiel: H: Wasserstoff hat drei bekannte Isotope:

^1H	→	Protium	
^2H oder D	→	Deuterium	
^3H oder T	→	Tritium:	(1 Proton, 2 Neutronen).
<hr/>			
H_2O	→	Normales Wasser:	(1 Proton, 1 Neutron, Molekülgewicht 18).
D_2O	→	Schweres Wasser:	(1 Proton, 1 Neutron, Molekülgewicht 20).
T_2O	→	Überschweres Wasser:	(1 Proton, 2 Neutronen, Molekülgewicht 22).

Atomgewicht: (S.21)

Das Atomgewicht ist eine Vergleichszahl, welche angibt, wie viel mal schwerer ein Atom ist als $\frac{1}{12}$ eines ^{12}C Atoms. Da Isotope existieren, wird im Periodensystem der Mittelwert der Atomgewichte angegeben. Die Atomgewichte im Periodensystem werden mit dezimalen ^{12}C -Zahlen angegeben. Dies entspricht dem Atomgewicht der Elemente wie sie in der Natur isoliert werden (mit Isotopen).

1.5 Aufgaben

1. Wo kann man ein Elektron im p-Orbital nicht finden?
2. Wie sieht die Elektronenkonfiguration von Sauerstoff aus?
3. Schreiben Sie die Elektronenkonfiguration von Chlor auf.
4. Wie unterscheiden sich Ordnungszahl und Massenzahl?