
Einführung in die Allgemeine Chemie für Studierende der Pharmazie

Astrid Ortner

Institut für Pharmazeutische Wissenschaften
Pharmazeutische Chemie
Karl-Franzens-Universität Graz

Graz, Mai 2006
2. korrigierte Auflage

Inhalt

1	Einführung in die Atomtheorie	3
1.1	Elemente.....	3
1.2	Atome	3
1.3	Aufbau der Atome.....	3
1.4	Atomsymbole	4
1.5	Symbolschreibweise.....	4
2	Chemische Formeln.....	7
2.1	Moleküle und Ionen	7
2.1.1	Moleküle.....	7
2.1.2	Ionische Verbindungen; Ionen	7
3	Chemische Reaktionsgleichungen.....	9
4	Elektronenstruktur der Atome	11
4.1	Das Bohr Atommodell	11
4.2	Ordnungszahl und das Periodensystem der Elemente.....	11
4.3	Die Elektronenkonfiguration.....	12
4.4	Das Orbitalmodell	13
4.5	Quantenzahlen.....	13
5	Chemische Bindungsarten.....	16
5.1	Ionenbindung.....	16
5.2	Kovalente Bindung	17
5.3	Metallische Bindung	21
6	Hybridorbitale	22
6.1	sp^3 -Hybridisierung	22
6.2	sp^2 -Hybridisierung	23
6.3	sp -Hybridisierung.....	24
7	Säuren und Basen	25
7.1	Säuren.....	25
7.2	Basen	26
7.3	Säure-Base-Reaktion.....	26
8	Oxidationszahlen; Redoxreaktionen	27
8.1	Oxidationszahlen.....	27
8.2	Reduktions-Oxidationsreaktionen (Redoxreaktionen).....	28
9	Literatur.....	31

1 Einführung in die Atomtheorie

1.1 Elemente

Elemente bestehen aus extrem kleinen Teilchen, den **Atomen**.

Alle Atome eines Elements sind gleich (Achtung: Isotope). Atome verschiedener Elemente sind unterschiedlich. Durch Verknüpfung mit Atomen anderer Elemente entstehen Verbindungen.

1.2 Atome

Atome selbst bestehen aus noch kleineren Teilchen, dazu gehören die **Elektronen**, die **Protonen** und die **Neutronen**.

- Ein **Elektron** ist **negativ geladen** (1 Elektron hat genau eine 1 Elementarladung)
- Ein **Proton** ist **positiv geladen** (1 Proton hat den gleichen Ladungsbetrag wie das Elektron nur mit positivem Vorzeichen)
- Ein **Neutron** ist **ungeladen**

Proton und **Neutron** haben **ähnliche Masse** (1.67×10^{-24} g), die Masse des Elektrons ist erheblich kleiner (9.10×10^{-28} g; etwa 1/2000 der Masse eines Protons bzw. eines Neutrons).

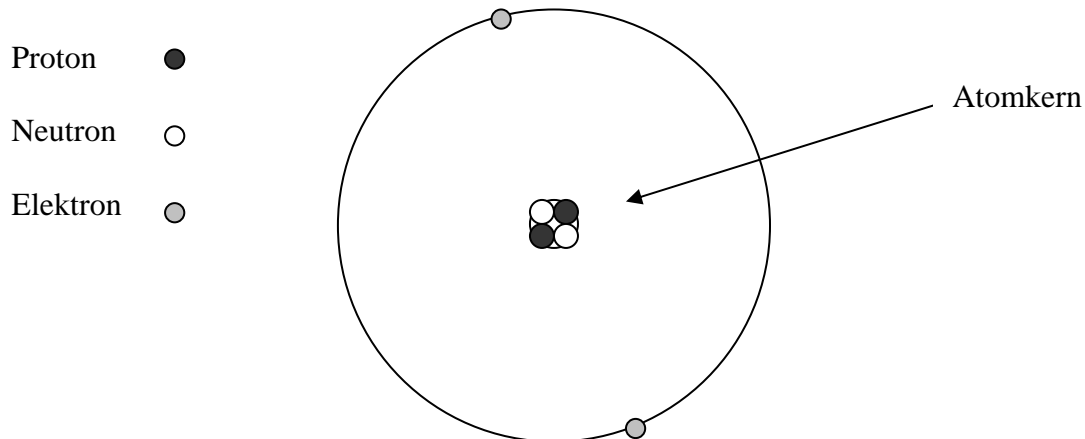
1.3 Aufbau der Atome

Im Mittelpunkt des Atoms befindet sich der **Atomkern**. Er besteht aus den **Neutronen** und den **Protonen**. Die **Elektronen** nehmen fast das ganze Volumen eines Atoms ein. Sie befinden sich außerhalb des Atomkerns und umkreisen ihn in schneller Bewegung.

Im Atomkern ist fast die gesamte Atommasse und die ganze positive Ladung. Der Kern ist **100 000-mal** kleiner als das Gesamtatom (Durchmesser des Atomkerns 1 Femtometer ($1\text{fm} = 10^{-15}\text{m}$); der Durchmesser eines Atoms ist 100 - 400 Picometer ($1\text{pm} = 10^{-12}\text{m}$). Der Großteil des Volumens eines Atoms ist demnach leerer Raum in dem sich die Elektronen aufhalten.

Atome sind **elektrisch neutral**, daher enthält ein Atom gleich viel Elektronen wie Protonen.

Durch Wegnahme von Elektronen entstehen **positiv geladene Ionen (Kationen)**, durch Hinzufügen von Elektronen **negativ geladene Ionen (Anionen)**.



1.4 Atomsymbole

Ein Atom wird mit zwei Zahlen charakterisiert, der Ordnungszahl und der Massenzahl.

- **Ordnungszahl Z:** Sie ist gleich der Zahl der Protonen (positiven Elementarladung) im Kern
- **Massenzahl A:** Sie ist gleich der Gesamtzahl der Protonen und Neutronen (Protonen und Neutronen werden auch als Nucleonen bezeichnet). Die Massenzahl entspricht näherungsweise der Atommasse in Atommasseneinheiten u.

Für die **chemischen Eigenschaften** eines Atoms ist seine **Ordnungszahl** zuständig. Die Masse ist von untergeordneter Bedeutung. Alle Atome eines Elements haben die gleiche Ordnungszahl. Bei einigen Elementen kommen unterschiedliche Atome vor, die sich in ihrer Massenzahl unterscheiden. Atome gleicher Ordnungszahl, aber unterschiedlicher Massenzahl, nennt man **Isotope**. Von manchen Elementen findet man nur ein Isotop z.B. F, Na. Die meisten natürlichen Elemente bestehen jedoch aus Gemischen mehrerer Isotope.

1.5 Symbolschreibweise

Ein Atom eines Elements wird durch das chemische Symbol für das Element bezeichnet, unter Voranstellen der Ordnungszahl (links unten) und der Massenzahl (links oben).

Nuklid* eines Elements



*Nuklid bezeichnet eine Atomsorte, die durch ihre Ordnungs- und Massenzahl spezifiziert ist.

X: chemisches Symbol für das Element
A: Massenzahl
Z: Ordnungszahl

Beispiele:

Chlor-Atom	
Elementsymbol	Cl
Ordnungszahl	17
Massenzahl	35
Protonen	17
Neutronen*	18
Elektronen	17



Chlor-Atom	
Elementsymbol	Cl
Ordnungszahl	17
Massenzahl	37
Protonen	17
Neutronen*	20
Elektronen	17

*A-Z ergibt Zahl der Neutronen

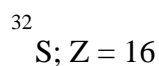
Bei natürlich vorkommenden Elementen hat das Isotopenverhältnis fast immer einen konstanten Wert (75.77% ${}^{35}\text{Cl}$ und 24.23% ${}^{37}\text{Cl}$). Die im Periodensystem der Elemente angeführten Atommassen sind die mittleren Atommassen, die sich ergeben als Mittelwert aus den Massen der Isotope, unter Berücksichtigung ihrer relativen Anteile.

Ergänzen der fehlenden Atombausteine, Massenzahl, Ordnungszahl, Atomsymbol**Übung 1**

20 Protonen, 20 Elektronen, 22 Neutronen, A = 42, Z = 20,
Ca, Calcium

Übung 2

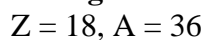
80 Protonen, 122 Neutronen 80 Protonen, 80 Elektronen, 122 Neutronen, A = 202, Z = 80,
Hg, Quecksilber

Übung 3

16 Protonen, 16 Elektronen, 16 Neutronen, A = 32, Z = 16,
S, Schwefel

Übung 4

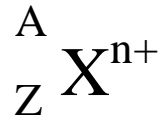
16 Protonen, 16 Elektronen, 20 Neutronen, A = 36, Z = 16,
S, Schwefel

Übung 5

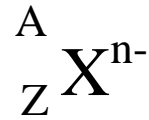
18 Protonen, 18 Elektronen, 18 Neutronen, A = 36, Z = 18,
Ar, Argon

Ionen

Ein Ion ist ein elektrisch geladenes Teilchen, das aus einem oder mehreren Atomen besteht (Beispiele für einatomige Ionen: Na^+ , K^+ , Cl^- , O^{2-} und für mehratomige Ionen NH_4^+ , SO_4^{2-}). Die Ionenladung ergibt sich aus der Gesamtladung der Protonen und Gesamtladung der Elektronen.



Kation



Anion

Beispiel 1Al³⁺ 13 Protonen und 14 Neutronen**10 Elektronen**, A = 27, Z = 13 **(Kation)**

Bei Ionen ist die Zahl der Elektronen abhängig von Art und Zahl der Ladung

Ergänzen der fehlenden Atombausteine, Massenzahl, Ordnungszahl, Atomsymbol**Übung 1**

17 Protonen, 18 Elektronen, 18 Neutronen, A = 35, Z = 17,
Cl⁻, Chlorid-Ion (**Anion**)

Übung 2Ba²⁺, 81 Neutronen

56 Protonen, 54 Elektronen, 81 Neutronen, A = 137, Z = 56,
Ba²⁺, Barium-Ion (**Kation**)

2 Chemische Formeln

Die Zusammensetzung einer Verbindung wird mit ihrer chemischen Formel zum Ausdruck gebracht. Jedes vorhandene Element wird durch sein **Elementsymbol** bezeichnet, gefolgt von einer **tiefgestellten Zahl**, die die relative Anzahl der Atome in der Verbindung anzeigt z.B. H_2O , NH_3 .

2.1 Moleküle und Ionen

Nur die **Edelgase** (wie z.B. Helium, Neon, Argon) kommen in der Natur als **Einzel-Atome** vor. Alle anderen Elemente kommen in größeren Einheiten vor, in denen Atome miteinander verknüpft sind. Zu diesen größeren Einheiten gehören die Moleküle und Ionen.

2.1.1 Moleküle

Ein **Molekül** ist ein Teilchen, in dem **zwei oder mehr Atome fest miteinander verknüpft** sind. Besteht die Verbindung aus **Molekülen**, so gibt die **Molekularformel** an, wie viele Atome jedes Elements im Molekül enthalten sind.

Beispiele für Molekularformeln sind: H_2O (Wasser), NH_3 (Ammoniak), CH_4 (Methan)

Einige Elemente kommen als zweiatomige Moleküle vor, z.B.: H_2 , N_2 , O_2 , Cl_2

- **Molekularformel**
Gibt das wirkliche Zahlenverhältnis der Atome im Molekül an H_2O_2
- **Empirische Formel**
Gibt nur das Verhältnis der Atome in kleinstmöglichen Zahlen an HO
- **Strukturformel**
Zeigt welche Atome miteinander verknüpft sind H-O-O-H

2.1.2 Ionische Verbindungen; Ionen

Ein **Ion** ist ein Atom oder Molekül, das eine **elektrische Ladung** trägt. Man unterscheidet **Kationen** (positiv geladen) und **Anionen** (negativ geladen).

- **Einatomige Ionen** bestehen aus einzelnen, geladenen Atomen wie z.B. Calcium-Ion Ca^{2+} , Chlorid-Ion Cl^-
- **Mehratomige Ionen** auch als Molekül-Ionen bezeichnet, bestehen aus mehr als einem Atom wie z.B. NH_4^+ (Ammonium-Ion), SO_4^{2-} (Sulfat-Ion), OH^- (Hydroxid-Ion)

Ionische Verbindungen (Salze) sind aus **Kationen** und **Anionen** aufgebaut. Im festen Zustand bilden sie Kristalle in denen die Ionen in einem bestimmten geordneten, geometrischen Muster aufgebaut sind.

Ein Beispiel ist Kochsalz (Natriumchlorid, NaCl). Es ist aus Natrium-Ionen Na^+ und Chlorid-Ionen Cl^- aufgebaut. Damit es **elektrisch neutral** ist muss ein Na^+ auf ein Cl^- kommen. Die Formel lautet NaCl. Sie beschreibt kein Molekül, sondern gibt nur summarisch die Zusammensetzung an, in der das relative Zahlenverhältnis der Ionen zueinander bezeichnet wird. Es ist das einfachste Verhältnis der Ionen im Ionenkristall.

Übung 1

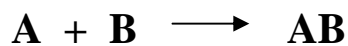
Welche Formeln haben folgende Salze, die aus

a.) Na^+ mit F^- , HCO_3^- und CO_3^{2-} gebildet werden: NaF , NaHCO_3 , Na_2CO_3

b.) Mg^{2+} mit Cl^- , SO_4^{2-} und PO_4^{3-} gebildet werden: MgCl_2 , MgSO_4 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$

3 Chemische Reaktionsgleichungen

Der Ablauf einer chemischen Reaktion wird durch eine chemische Reaktionsgleichung wiedergegeben. Hierzu benutzt man die Elementsymbole und die Formeln der beteiligten Verbindungen. Die Substanzen, die miteinander reagieren heißen Reaktanden oder Edukte. Die entstehenden Substanzen nennt man Produkte. Die Edukte stehen auf der linken Seite die Produkte auf der rechten Seite. Zwischen ihnen steht ein Pfeil (bedeutet: ergibt).



Beim Aufstellen einer Reaktionsgleichung gilt das **Gesetz von der Erhaltung der Masse**. Das heißt, dass sich während einer chemischen Reaktion keine Veränderung der Gesamtmasse beobachten lässt. Die Summe der Masse der Edukte ist gleich der Summe der Masse der Produkte (Stoffbilanz).

Um eine Gleichung korrekt zu formulieren, geht man folgendermaßen vor:

1. Aufschreiben der Formeln der Reaktanden, eines Pfeils und der Formeln der Produkte
2. Ausgleichen über die Stoffbilanz (Aufsuchen der Koeffizienten)

Beispiel

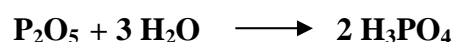
Bei der Reaktion von Phosphorpentoxid (P_2O_5) und Wasser (H_2O) entsteht Phosphorsäure (H_3PO_4).



2. Ausgleichen über die Stoffbilanz (Aufsuchen der Koeffizienten)

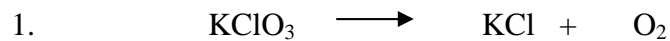
Phosphor (P)	2 P		1 P
	Ausgleich	2 P	2 P in 2 H_3PO_4
	Zwischenbilanz	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	2 H_3PO_4
Wasserstoff (H)	2 H		6 H
	Ausgleich	6 H in 3 H_2O	6 H
	Zwischenbilanz	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$	2 H_3PO_4
Sauerstoff (O)	8 O		8 O

Die korrekte Reaktionsgleichung lautet:



Übung 1

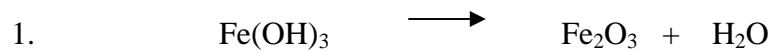
Thermische Zersetzung von Kaliumchlorat (KClO_3) zu Kaliumchlorid (KCl) und Sauerstoff (O_2).



2. Ausgleichen über Stoffbilanz (Aufsuchen der Koeffizienten)

**Übung 2**

Durch Glühen von Eisen(III)-hydroxid ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) entstehen Eisen(III)-oxid (Fe_2O_3) und Wasser.



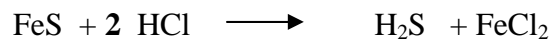
2. Ausgleichen über Stoffbilanz (Aufsuchen der Koeffizienten)

**Übung 3**

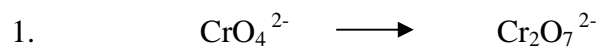
Zur Herstellung von Schwefelwasserstoff (H_2S) versetzt man Eisen(II)sulfid (FeS) mit Salzsäure (HCl)



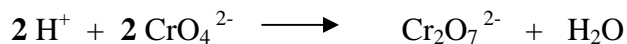
2. Ausgleichen über Stoffbilanz (Aufsuchen der Koeffizienten)

**Übung 4**

Kompletieren von Gleichungen mit Wasser und Protonen (H^+)
Chromat/Dichromat-Gleichgewicht



2. Ausgleichen (Stoffe und Ladungen)



4 Elektronenstruktur der Atome

Das Atom besteht aus einem Atomkern (Protonen und Neutronen) und seinen ihn umgebenden Elektronen.

4.1 Das Bohr Atommodell

Niels Bohr entwickelte 1913 eine Theorie über das Wasserstoff-Atom. Das Wasserstoff-Atom besteht aus einem Elektron und aus einem Atomkern, der nur ein Proton enthält. Dabei gilt Folgendes:

1. Das Elektron des Wasserstoff-Atoms bewegt sich auf bestimmten **Kreisbahnen** (diese Bahnen werden auch als **Energieniveaus**, **Energiezustände** oder **Schalen** bezeichnet). Jede Bahn wird mit einem **Buchstaben** (**K, L, M,..**) oder einer **Zahl** **n=1, n=2, n=3** bezeichnet.
2. Für jede Bahn, auf der das Elektron den Atomkern umkreist, hat das Elektron eine bestimmte **Energie**. Auf der Schale, die dem Atomkern am nächsten ist besitzt das Elektron die geringste Energie (K-Schale, $n = 1$). Um ein Elektron auf eine weiter außen liegende Schale zu bringen, muss dem Elektron Energie zugeführt werden.
3. Befindet sich das Elektron auf der innersten Bahn (geringstes Energieniveau) so liegt es im **Grundzustand** vor. Durch Zufuhr von Energie kann das Elektron auf ein höheres Energieniveau (größere Bahn) gebracht werden. Dies wird als **angeregter Zustand** bezeichnet.
4. Springt das Elektron von einem höheren Energieniveau in eine weiter innen liegende Bahn, so wird ein bestimmter Betrag an Energie freigesetzt in Form eines Lichtquants.

4.2 Ordnungszahl und das Periodensystem der Elemente

Das Periodensystem führt die Elemente fortlaufend nach ihrer Ordnungszahl auf. Chemisch einander ähnliche Elemente stehen jeweils in einer Spalte untereinander. Diese **senkrechten Spalten** heißen **Gruppen (Hauptgruppen, Nebengruppen)**. Zur Nummerierung der Gruppen sind mehrere Bezeichnungsweisen in Gebrauch. Die allgemein gebräuchlichen Bezeichnungen sind I., II., III,...Hauptgruppe und III., IV.,...Nebengruppe.

Eine **waagrechte Reihe** heißt **Periode**. Die Perioden sind unterschiedlich lang. Die erste Periode besteht aus 2 Elementen (Wasserstoff und Helium). In den nächsten zwei Perioden stehen je acht Elemente, dann sind zwei Perioden mit 18 und zwei Perioden mit 32 Elementen.

Periodensystem der Elemente

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	II B	IIIA	IVA	VA	VIA	VII A	0
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1,0079																	2 He 4,0026
3 Li 6,94	4 Be 9,0122											5 B 10,811	6 C 12,011	7 N 14,007	8 O 15,999	9 F 18,998	10 Ne 20,180
11 Na 22,990	12 Mg 24,305											13 Al 26,982	14 Si 28,086	15 P 30,974	16 S 32,065	17 Cl 35,453	18 Ar 39,948
19 K 39,098	20 Ca 40,078	21 Sc 44,956	22 Ti 47,867	23 V 50,942	24 Cr 51,996	25 Mn 54,938	26 Fe 55,845	27 Co 58,933	28 Ni 58,693	29 Cu 63,546	30 Zn 65,409	31 Ga 69,723	32 Ge 72,61	33 As 74,922	34 Se 78,96	35 Br 79,904	36 Kr 83,798
37 Rb 85,468	38 Sr 87,62	39 Y 88,906	40 Zr 91,224	41 Nb 92,906	42 Mo 95,94	43 Tc[†] 97,907	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	* 72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po[†] 209,98	85 At[†] 209,99	86 Rn[†] 222,02
87 Fr[†] 223,02	88 Ra[†] 226,03	89 Ac[†] 227,03	† 104 Rf[†] 261,11	105 Db[†] 262,11	106 Sg[†] 266,12	107 Bh[†] 264,12	108 Hs[†] 277	109 Mt[†] 268	110 110	111 111	112 112						
* Lanthanoiden			58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 Pm[†] 146,92	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,04	71 Lu 174,97	
† Actinoiden			90 Th 232,04	91 Pa[†] 231,04	92 U 238,03	93 Np[†] 237,05	94 Pu[†] 244,06	95 Am[†] 243,06	96 Cm[†] 247,07	97 Bk[†] 247,07	98 Cf[†] 251,08	99 Es[†] 252,08	100 Fm[†] 257,10	101 Md[†] 258,10	102 No[†] 259,10	103 Lr[†] 262,11	

Relative Atommassen auf 5 signifikante Stellen

† Atommasse des längstlebigen Isotops; kein stabiles Isotop existent

Beispiel

Kohlenstoff: IV. Hauptgruppe, 2. Periode

Für einige Gruppen des Periodensystems haben sich historisch eigene Namen gebildet.

Name	Hauptgruppennummer
Edelgase	0
Alkalimetalle	I
Erdalkalimetalle	II
Chalkogene	VI
Halogene	VII

Eine Stufenleiter trennt die Metalle von den Nichtmetallen.

4.3 Die Elektronenkonfiguration

Die **Anordnung** der Elektronen in einem Atom (**Verteilung der Elektronen auf die Orbitale**) nennt man **Elektronenkonfiguration** des Atoms. Die Elektronenkonfiguration für

den Grundzustand der ersten 18 Elemente kann man ableiten, wenn man annimmt, dass die Elektronen die Schalen von Innen nach Außen (K, L, M) auffüllen, wobei in die K-Schale 2 Elektronen und in die L- und M-Schale je 8 Elektronen hineinpassen.

Element	Elektronenzahl	Schalen	Hauptgruppe
H	1	K	I
He	2	K	0
Li	3	K,L	I
Be	4	K,L	II
B	5	K,L	III
C	6	K,L	IV
Ar	18	K,L,M	0

Die **Außenschale** der Atome wird auch als **Valenzschale** bezeichnet, ihre Elektronen heißen **Valenzelektronen**. Für die Elemente der Hauptgruppe ist die **Zahl der Valenzelektronen** gleich der **Gruppennummer**. Die **Edelgase** haben immer **acht Valenzelektronen (Oktett)**, ausgenommen **Helium**, das **zwei** Elektronen hat. Edelgase sind durch diese Elektronen-Anordnung besonders reaktionsträge.

4.4 Das Orbitalmodell

Die Elektronen bewegen sich nicht auf Bahnen um den Kern (wie Planeten um die Sonne). Man kann nur **wahrscheinliche Aufenthaltsbereiche**, sogenannte **Orbitale** (Atomorbitale; AO) angeben.

- Die Atomhülle ist in **Energieniveaus** (früher **Schalen**) unterteilt. Das Fassungsvermögen an Elektronen eines Energieniveaus ist $2n^2$. z.B. K-Schale $n = 1$; 2 Elektronen
- Die Energieniveaus sind weiter in Unterenergieniveaus, **Unterschalen** (= Orbitalsorte) unterteilt. Es gibt verschiedene Orbitalsorten: **s-Orbital**, **p-Orbital**, **d-Orbital**, **f-Orbital**.
- Wenn es mehrere Orbitale einer Orbitalsorte in einer Schale gibt, unterscheiden sie sich durch **Orientierung im Raum**. Z.B. 3 Stück p-Orbitale/Schale: p_x , p_y , p_z
- Ein Orbital kann höchstens zwei Elektronen aufnehmen. Diese beiden Elektronen besitzen unterschiedlichen **Spin**.

4.5 Quantenzahlen

Sie dienen zur Beschreibung der Elektronen. Es gibt vier Quantenzahlen, die mit n , l , m , s bezeichnet werden.

- Hauptquantenzahl n : bezeichnet die Schale

- Nebenquantenzahl l : bezeichnet die Unterschale und Gestalt des Orbitals
 $l = 0$ **s-Orbital** (kugelförmige Gestalt)
 $l = 1$ **p-Orbital** (hantelförmige Gestalt)
- Magnetquantenzahl m : bezeichnet die Orientierung der Orbitale im Raum
- Spinquantenzahl s : bezieht sich auf den Spin des Elektrons

Die Quantenzahlen sind voneinander abhängig:

- $n = 1 - 7$ im Grundzustand
- $l = 0$ bis $(n-1)$
- $m = -l \ 0 \ +l$ (in ganzzahligen Schritten)
- $s = +1/2, -1/2$

Beispiel

Quantenzahlen für jedes Elektron im Ne-Atom (0. Hauptgruppe, 2. Periode)

n	l	m	s	
1	0	0	+1/2	} $1s^2$
1	0	0	-1/2	
2	0	0	+1/2	} $2s^2$
2	0	0	-1/2	
2	1	1	+1/2	} $2p^6$
2	1	0	+1/2	
2	1	-1	+1/2	
2	1	1	-1/2	
2	1	0	-1/2	
2	1	-1	-1/2	

Durch Zusammenfügen der Hauptquantenzahl mit einem Buchstaben kann man die Unterschale kürzer bezeichnen.

z.B. $n = 1 \ l = 0$ $1s$

Pauli-Prinzip

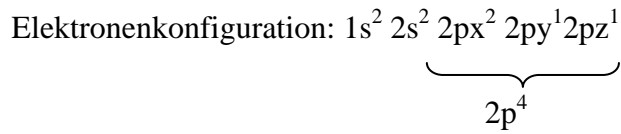
In einem Atom dürfen 2 Elektronen nicht in allen 4 Quantenzahlen gleich sein.

Hund'sche Regel:

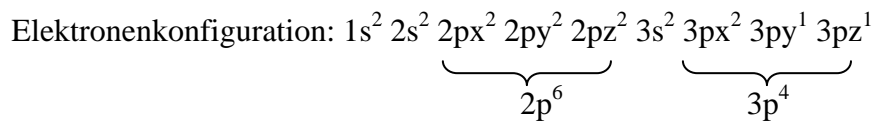
Die Orbitale einer Unterschale werden so besetzt, dass daraus eine maximale Zahl von ungepaarten Elektronen (mit parallelen Spin) resultiert.

Elektronenkonfiguration folgender Atome:**Beispiel 1**

Sauerstoff: O: VI. Hauptgruppe, 2. Periode

**Beispiel 2**

Schwefel: S VI. Hauptgruppe, 3. Periode

S..... $3s^2 3p_x^2 3p_y^1 3p_z^1$ (Valenzschale, Valenzelektronen)**Welche Atome haben folgende Elektronenkonfiguration:****Beispiel 1** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Chlor-Atom**Beispiel 2** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Argon-Atom

5 Chemische Bindungsarten

Alle Elemente sind bestrebt den energiearmen, stabilen Zustand der Edelgase zu erreichen. Edelgase zeichnen sich durch die **Elektronenkonfiguration ns^2np^6 (Oktettanordnung, 8 Valenzelektronen)** bzw. in der 1. Periode durch $1s^2$ aus. Edelgase zeigen eine besondere chemische Reaktionsträgheit.

Alle anderen Elemente im Periodensystem trachten auch diese Edelgaskonfiguration zu erreichen, indem sie miteinander reagieren bzw. Bindungen eingehen.

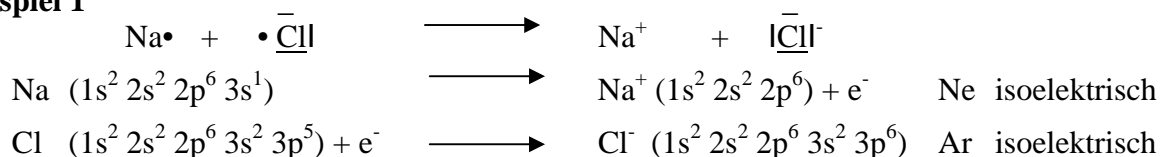
Es gibt verschiedene Arten der chemischen Bindung:

- Ionenbindung**
- Kovalente Bindung**
- Metallische Bindung**

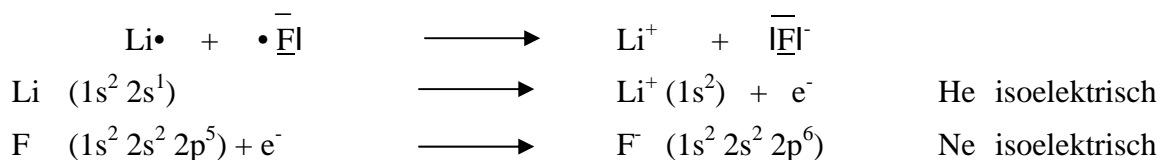
5.1 Ionenbindung

Bei dieser Bindungsart gibt ein Bindungspartner (Metall) Elektronen ab und der zweite Bindungspartner (Nichtmetall) nimmt diese Elektronen auf. Beide Bindungspartner erreichen dadurch Edelgaskonfiguration. Durch die Abgabe bzw. Aufnahme von Elektronen entstehen Ionen (Kation und Anion). Die Ionenbindung entsteht durch elektrostatische Anziehungskräfte zwischen Kationen und Anionen. Die Ionenbindung findet man bei Salzen.

Beispiel 1



Beispiel 2



Nomenklatur

Kationen: Wenn das Metall nur eine Sorte von Kationen bildet, wird der deutsche Name des Metalls auch für das Kation verwendet z.B. Na^+ : Natrium-Ion, Mg^{2+} : Magnesium-Ion. Bei Metallen, die mehrere Kationen unterschiedlicher Ladung bilden, wird der deutsche Name verwendet und die Ladung durch eine römische Zahl angegeben: Kupfer (II)-Ion (Cu^{2+}). Mehratomige Kationen mit H: Endung -onium; NH_4^+ (Ammonium-Ion), H_3O^+ (Hydronium-Ion)

Anionen: Lateinischer Name und Endung -id: z.B. Sulfid, Chlorid

Beispiele

Eisen(III)-oxid, Ammoniumsulfid, Bleicarbonat, Silberphosphat

Gebräuchliche Anionen:

Fluorid F^- , Chlorid Cl^- , Bromid Br^- , Iodid I^- , Oxid O^{2-} , Sulfid S^{2-} , Hydroxid OH^- , Sulfat SO_4^{2-} , Nitrat NO_3^- , Phosphat PO_4^{3-} , Carbonat CO_3^{2-} , Acetat CH_3COO^- , Oxalat $C_2O_4^{2-}$, Chromat CrO_4^{2-} , Dichromat $Cr_2O_7^{2-}$, Permanganat MnO_4^-

Übung

Ammoniumacetat (NH_4CH_3COO), Aluminiumsulfat ($Al_2(SO_4)_3$), Lithiumoxid (Li_2O)

$CaCO_3$, $AgCl$, $PbCrO_4$, $Mg(OH)_2$

5.2 Die kovalente Bindung

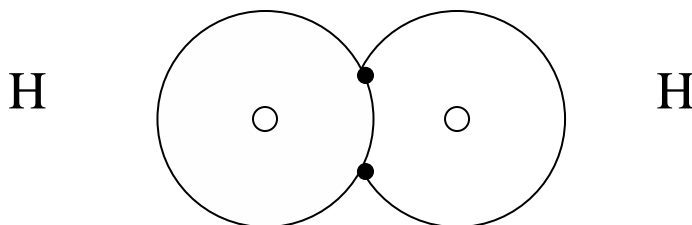
Bei Reaktionen von Metallen mit Nichtmetallen geben die Metalle Elektronen ab und die Nichtmetalle nehmen sie auf (Ionenbindung).

Wenn Atome von Nichtmetallen miteinander reagieren, kommt es nicht zu einer Übertragung von Elektronen, weil alle beteiligten Atome dazu tendieren, Elektronen aufzunehmen. Statt dessen binden sich die Atome über Elektronen aneinander, die ihnen dann gemeinsam angehören.

In einem **Molekül** werden Atome (**Nichtmetalle**) durch **kovalente Bindung** zusammengehalten. Eine kovalente Bindung besteht aus einem **Paar von Elektronen**, das zwei Atomen gemeinsam gehört.

Beispiel:

Wasserstoff-Molekül (H_2): **Symbolik:** **$H:H$** oder gebräuchlicher **$H - H$**



Jedes einzelne Wasserstoff-Atom hat ein Elektron auf seiner K-Schale. Wenn zwei H-Atome sich einander nähern, überlappen sich ihre Schalen so, dass sich die Elektronen zwischen den beiden Atomkernen befinden. Dadurch werden die positiv geladenen Atomkerne angezogen und das Molekül wird so zusammengehalten.

Die beiden Punkte in der ersten symbolischen Schreibweise bzw. der Bindungsstrich in der zweiten Schreibweise symbolisieren das **gemeinsame (bindende) Elektronenpaar**; jedes

Wasserstoff-Atom ist an zwei Elektronen beteiligt und hat damit eine Elektronenkonfiguration, die der Konfiguration des Edelgases Helium (He) entspricht.

Für den Wasserstoff bedeutet die Edelgaskonfiguration die Zweielektronenkonfiguration des Heliums, für andere Elemente ist es das **Oktett**, d.h. die **ns² np⁶ Konfiguration** der Edelgase. Ab der dritten Periode gibt es bereits Ausnahmen (Auftreten der d-Orbitale, Oktettaufweitung).

Valenzstrichformeln

Molekülstrukturen werden meist als **Valenzstrichformeln (Lewis-Formeln)** gezeichnet, in welchen jeder Bindungsstrich zwischen zwei Atomsymbolen ein gemeinsames Elektronenpaar bedeutet. Die übrigen Valenzelektronen, die nicht an der Bindung beteiligt sind, werden als Punkte oder als **Striche** neben die Atomsymbole geschrieben, wobei ein Strich immer für ein Elektronenpaar steht. Die Elektronenpaare, die nicht an der Bindung beteiligt sind werden als **nichtbindende, freie** oder **einsame Elektronenpaare** bezeichnet.

Bindigkeit eines Atom

Die Zahl der kovalenten Bindungen, an denen ein Atom in einem Molekül beteiligt ist, ergibt sich oft aus der Zahl der Elektronen, die noch fehlen um Edelgaskonfiguration zu erreichen ($8 - N^*$) Regel.

*N: Hauptgruppennummer

(8-N)-Regel (Bindigkeit)

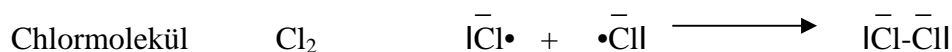
Kohlenstoff	C	4 bindig
Stickstoff	N	3 bindig
Sauerstoff	O	2 bindig
Fluor	F	1 bindig

Wasserstoff H ist immer 1 bindig (Ausnahme zur (8-N)-Regel)

Beispiel 1



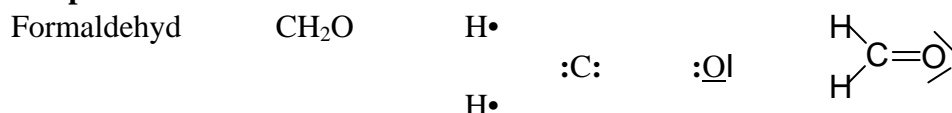
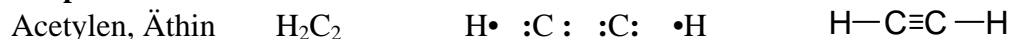
Beispiel 2



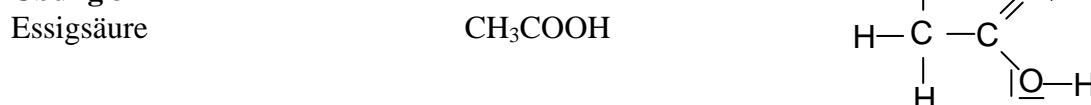
Beispiel 1



Zwei Atome können über mehr als ein gemeinsames Elektronenpaar miteinander verknüpft sein. Man spricht dann von **Mehrfachbindung**. Bei einer **Doppelbindung** sind zwei, bei einer **Dreifachbindung** sind drei gemeinsame Elektronenpaare vorhanden.

Beispiel 1**Beispiel 2****Übung**

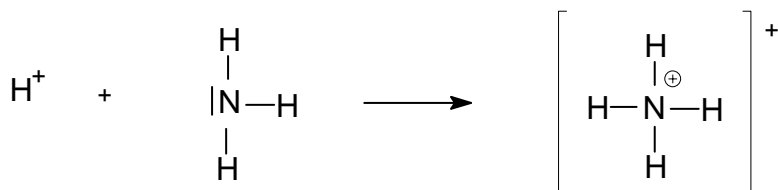
- Aufstellen von Valenzstrichformeln.
- Überprüfung der Valenzstrichformeln auf ihre Richtigkeit unter Berücksichtigung folgender Punkte: Gesamtzahl der Valenzelektronen, (8-N)-Regel (Bindigkeit), Oktettregel (Heterolyse), Formalladungen (Homolyse).

Übung 1**Übung 2****Übung 3****Übergänge zwischen Ionenbindung und kovalente Bindung**

Eine reine kovalente Bindung gibt es nur zwischen Atomen des gleichen Elements (O₂, N₂, Cl₂). Wenn zwei unterschiedliche Atome durch kovalente Bindung verknüpft sind, ist die Elektronenladung nicht symmetrisch zwischen beiden Atomkernen verteilt. D.h. die beiden Atome teilen sich das gemeinsame Elektronenpaar nicht gleichmäßig. Ein Atom zieht die Elektronen stärker zu sich und erhält dadurch eine partiell negative Ladung. Da das Molekül elektrisch neutral ist kommt dem anderen Atom eine partiell positive Ladung gleichen Betrages zu. Es handelt sich dabei um eine **polare kovalente Bindung**. Dieses beruht auf der unterschiedlichen **Elektronegativität** der Atome.

Formalladungen

Bei bestimmten kovalenten Bindungen werden beide Elektronen des gemeinsamen Elektronenpaares von einem Atom zur Verfügung gestellt. Bei der Reaktion eines H⁺-Ions mit einem Ammoniakmolekül (NH₃) wird das einsame Elektronenpaar am Stickstoff benutzt, um eine kovalente Bindung zum H⁺-Ion zu bilden. Im entstandenen Ammonium-Ion sind alle vier Bindungen gleich. Allerdings erwartet man für ein Stickstoffatom nur drei kovalente Bindungen. Die Regel ist jedoch auch erfüllt, wenn man dem N-Atom eine Formalladung 1+ zuweist. Dadurch hat das N-Atom nicht mehr fünf, sondern vier Valenzelektronen.

Beispiel

Die Formalladung wird berechnet, indem man die Bindungselektronen zu gleichen Teilen zwischen den gebundenen Atomen aufteilt (Homolyse). D.h. für jede kovalente Bindung erhält eines der beteiligten Atome ein Elektron. Die Zahl der Elektronen, die jedes Atom nach der Aufteilung besitzt, wird mit der Zahl der Valenzelektronen verglichen, die es als elektrisch neutrales Atom hat. Hat es ein oder mehrere Elektronen zuviel bekommt es eine negative Formalladung. Hat es zuwenig Elektronen bekommt es dementsprechend positive Formalladungen.

Beispiel

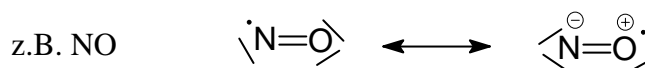
Sauerstoffatom	O	2 bindig (keine Formalladung)	H ₂ O
		1 bindig (1- Formalladung)	OH ⁻
		3 bindig (1+ Formalladung)	H ₃ O ⁺
Stickstoff	N	3 bindig (keine Formalladung)	NH ₃
		2 bindig (1- Formalladung)	NH ₂ ⁻
		4 bindig (1+ Formalladung)	NH ₄ ⁺
Kohlenstoff	C	4 bindig (keine Formalladung)	CH ₄
		3 bindig (1- Formalladung)	CO

In Valenzstrichformeln sollten möglichst wenige Atome eine Formalladung haben und die Formalladungen sollten möglichst klein sein. Atome die aneinander gebunden sind sollten keine Formalladung des gleichen Vorzeichens haben.

Ausnahmen zur Oktettregel:

Es gibt in einigen Molekülen Atome wo das Oktett nicht erfüllt ist

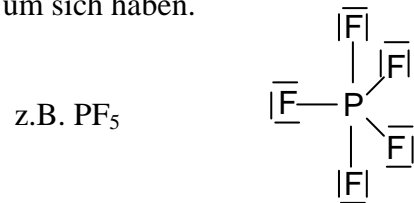
- Moleküle mit ungerader Elektronenzahl



- Moleküle mit gerader Elektronenzahl, aber mit Atomen, die weniger als acht Valenzelektronen um sich haben



- Moleküle mit gerader Elektronenzahl, aber mit Atomen, die mehr als acht Valenzelektronen um sich haben.



(Ab der dritten Periode ist eine Oktettaufweitung möglich, da bereits d-Orbitale vorhanden sind).

5.3 Metallische Bindung

Die Atome der Metalle haben auf ihrer äußersten Schale ein, zwei oder drei locker gebundene Elektronen. Um die Edelgaskonfiguration zu erreichen, geben sie diese Elektronen ab. Es entstehen positive Atomrümpfe (Metall-Kationen). Zwischen den Metall-Kationen befinden sich die abgegebenen Elektronen. Sie sind relativ frei beweglich und man spricht von einem Elektronengas. Die Bindung ergibt sich durch die starken Anziehungskräfte, die zwischen den Metall-Kationen und dem Elektronengas wirken.

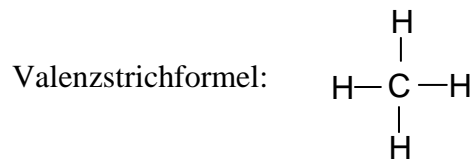
6 Hybridorbitale

6.1 sp^3 -Hybridisierung

Beispiel

Methanmolekül

Molekularformel: CH_4



Räumliche Struktur: Tetraeder, Bindungswinkel 109°



Elektronenkonfiguration des C-Atom im Grundzustand (GZ): $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

Elektronenkonfiguration des C-Atom im angeregten Zustand (AZ): $1s^2 \underbrace{2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1}_{4 \text{ Stück } sp^3 \text{ HO}}$

4 Stück sp^3 HO

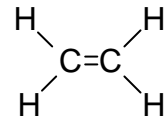
Ein Orbital ist durch seine Wellenfunktion definiert. Das s-Orbital und die p-Orbitale werden nun mathematisch umgeformt, so dass **vier Orbitale** mit gleichwertiger Wellenfunktion entstehen. Diese Orbitale werden **sp^3 -Hybridorbitale** genannt, da das 2s-Orbital und die drei 2p-Orbitale ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) an der Hybridisierung (mathematische Umrechnung der Wellenfunktion) teilgenommen haben. Jedes der vier Hybridorbitale hat eine Vorzugsrichtung und ist nach einer der vier Ecken eines Tetraeders ausgerichtet. Jedes der vier sp^3 -Hybridorbitale ist mit einem Elektron besetzt. Durch Überlappung der 1s-Orbitale der vier Wasserstoffatome mit den vier sp^3 -Hybridorbitalen entstehen die vier kovalenten Bindungen im Methanmolekül.

6.2 sp^2 -Hybridisierung

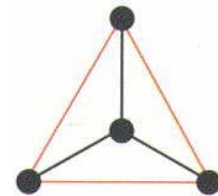
Äthylen, Äthen

Molekularformel: C_2H_4

Valenzstrichformel:



Räumliche Struktur: Trigonal planar, Bindungswinkel 120°



sp^2 dreieckig-planar

Elektronenkonfiguration des ${}_6\text{C}$ -Atom im Grundzustand (GZ): $1s^2 \ 2s^2 \ 2p_x^1 \ 2p_y^1 \ 2p_z^0$

Elektronenkonfiguration des ${}_6\text{C}$ -Atom im angeregten Zustand (AZ): $1s^2 \ 2s^1 \ 2p_x^1 \ 2p_y^1 \ 2p_z^1$

3 Stück sp^2 HO

Bei der sp^2 -Hybridisierung nehmen das $2s$ -Orbital und zwei $2p$ -Orbitale an der Hybridisierung teil. Es entstehen 3 Stück sp^2 Hybridorbitale, die sich räumlich **trigonal planar** anordnen. Jedes sp^2 -Hybridorbital ist einfach besetzt. Zwei der sp^2 -Hybridorbitale überlappen mit je einem $1s$ -Orbital des Wasserstoffs und ein sp^2 -Hybridorbital überlappt mit dem sp^2 -Hybridorbital des anderen C-Atoms. Das an der Hybridisierung nicht beteiligte p -Orbital überlappt mit dem p -Orbital des anderen Kohlenstoff-Atoms. Es kommt zur Ausbildung von einer weiteren kovalenten Bindung. Zwischen den beiden C-Atomen liegt eine **Doppelbindung** vor.

6.3 *sp*-Hybridisierung

Acetylen, Äthin

Molekularformel: C_2H_2

Valenzstrichformel: $H-C\equiv C-H$

Räumliche Struktur: linear, Bindungswinkel 180°



Elektronenkonfiguration des ${}_6C$ -Atom im Grundzustand (GZ): $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$

Elektronenkonfiguration des ${}_6C$ -Atom im angeregten Zustand (AZ): $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

2 Stück **sp HO**

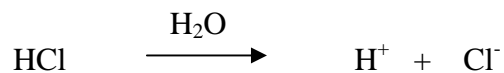
Bei der *sp*-Hybridisierung nehmen das 2s-Orbital und ein 2p-Orbital an der Hybridisierung teil. Es entstehen 2 Stück *sp*-Hybridorbitale, die sich räumlich **gestreckt (linear)** anordnen. Jedes *sp*-Hybridorbital ist einfach besetzt. Ein *sp*-Hybridorbital überlappt mit einem 1s-Orbital des Wasserstoffs (kovalente Bindung zum Wasserstoff-Atom) und ein *sp*-Hybridorbital überlappt mit dem *sp*-Hybridorbital des anderen C-Atoms (kovalente Bindung zum C-Atom). Die beiden an der Hybridisierung nicht beteiligten p-Orbitale überlappen je mit einem p-Orbital des anderen Kohlenstoff-Atoms. Es kommt zur Ausbildung von zwei weiteren kovalenten Bindungen. Zwischen den beiden C-Atomen kommt es zur Bildung einer **Dreifachbindung**.

7 Säuren und Basen

7.1 Säuren

Allgemein versteht man unter dem Begriff Säure einen Stoff, dessen wässrige Lösung sauer schmeckt und der bei bestimmten Pflanzenfarbstoffen eine bestimmte Farbe erzeugt (rot bei Lackmus).

Chemisch gesehen sind Säuren Verbindungen, die Wasserstoff enthalten, der als H^+ -Ion (Proton) abdissoziieren kann.



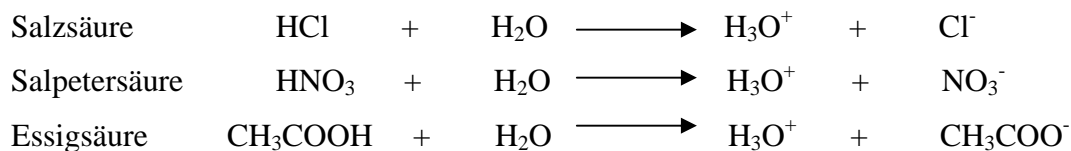
Die Neutralisationsreaktion ist die Reaktion von Säure z.B. (HCl) mit Base (NaOH) unter Bildung von Wasser und dem entsprechenden Salz (NaCl).

Dieses Konzept ist dann folgendermaßen weiterentwickelt worden. Die abdissoziierten H^+ -Ionen werden auf die Wassermoleküle (Lösungsmittelmoleküle) übertragen und es entstehen dabei H_3O^+ -Ionen (Oxonium- oder Hydronium-Ion). Danach ist eine Säure eine Substanz, die Protonen abgeben kann (**Protonen-Donator**).

Die Übertragung von Protonen (H^+ -Ionen) wird als Protonenübertragungsreaktion (Protolyse-reaktion) bezeichnet.

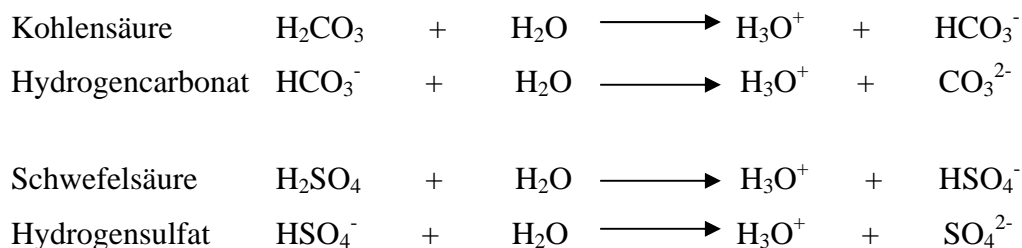
Beispiel

Einbasige Säuren (Sie können 1 H^+ übertragen)

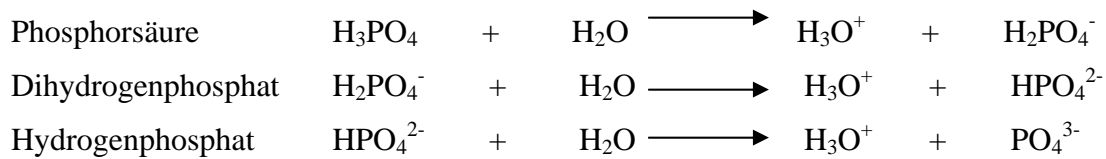


Beispiel

Zweibasige Säuren



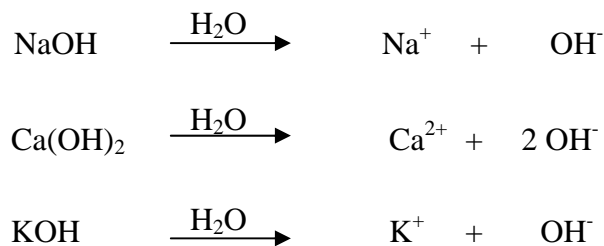
Beispiel
Dreibasige Säuren



7.2 Basen

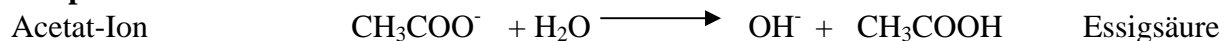
Basen sind wässrige Lösungen von Metallhydroxiden. Sie dissoziieren in OH^- -Ion (Hydroxid-Ion) und Metallkation. Für den basischen Charakter einer Lösung sind die OH^- -Ionen verantwortlich.

Beispiel



Der Begriff Base wurde dann folgendermaßen erweitert. Eine Base ist ein Stoff, der Protonen aufnehmen kann (**Protonen-Akzeptor**).

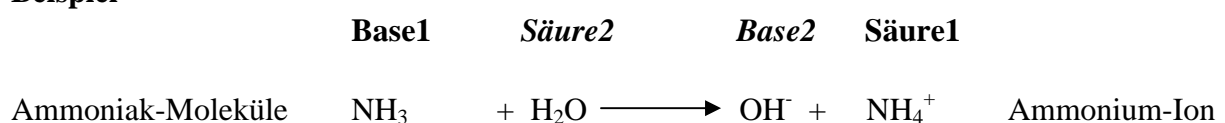
Beispiel



7.3 Säure-Base-Reaktion

Bei einer Säure-Base-Reaktion stehen zwei konjugierte (korrespondierende) Säure-Base-Paare miteinander im Gleichgewicht, wobei eines davon immer Wasser ist (genauer: Ampholyt des Lösungsmittels).

Beispiel



Ampholyte (amphotere Substanzen) sind sowohl Säuren als auch Basen z.B. H_2O , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^-

8 Oxidationszahlen; Redoxreaktionen

8.1 Oxidationszahlen

Der Begriff Oxidationszahl spielt in Reduktions- und Oxidationsreaktionen eine wichtige Rolle. Oxidationszahlen sind Ladungen oder fiktive Ladungen, die die Atome einer Verbindung nach bestimmten Regeln erhalten.

Schreibweise von Oxidationszahlen: Die Oxidationszahl wird über das bestimmte Atom mit entsprechendem Vorzeichen als kleine arabische Zahl geschrieben, wenn das System als chemische Formel symbolisiert wurde. Wird der Name geschrieben, so steht die Oxidationszahl als römische Zahl in Klammer nach dem gewünschten Atom z.B. Eisen(III)-Ion.

Ein Atom kann in verschiedenen Verbindungen unterschiedliche Oxidationszahlen haben. Die höchstmögliche Oxidationszahl eines Atoms ist seiner Gruppennummer im Periodensystem gleich. (Gültig für Hauptgruppe).

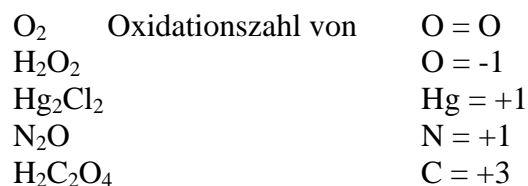
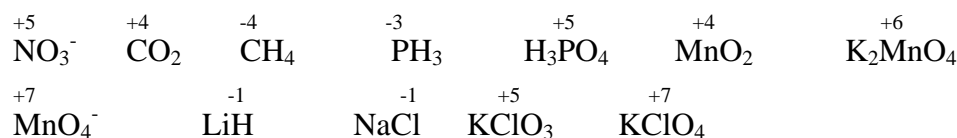
Folgende Regeln sind bei der Ermittlung von Oxidationszahlen nützlich:

1. Ein einzelnes Atom oder ein Atom in einem Element hat die Oxidationszahl Null.
2. Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions ist identisch mit seiner Ionenladung.
3. Die Summe der Oxidationszahl aller Atome eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines Moleküls ist Null.
4. Fluor, das elektronegativste Element, hat in allen Verbindungen die Oxidationszahl $-I$.
5. Sauerstoff, das zweit-elektronegativste Element, hat meistens die Oxidationszahl $-II$. Ausnahmen gibt es, wenn O-Atome miteinander verbunden sind: im Peroxid-Ion, O_2^{2-} hat jedes O-Atom die Oxidationszahl $-I$.
6. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl $+I$. In Metallhydriden (z.B. LiH , MgH_2) hat Wasserstoff die Oxidationszahl $-I$.
7. In Verbindungen der Nichtmetalle ist die Oxidationszahl des elektronegativeren Elements negativ und entspricht der Ionenladung, die für Ionenverbindungen dieses Elements gilt. Im PCl_3 hat Chlor zum Beispiel die Oxidationszahl $-I$.

Übung

Bestimmen Sie die Oxidationszahlen

-2	$+4$	$+6$	-3	-3	$+3$	$+2$	$+4$
H_2S	SO_2	K_2SO_4	NH_3	NH_4Cl	KNO_2	NO	NO_2

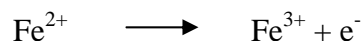


8.2 Reduktions-Oxidationsreaktionen (Redoxreaktionen)

Oxidation bedeutet Abgabe von Elektronen und Reduktion bedeutet Aufnahme von Elektronen. Da in einer Lösung keine freien Elektronen existieren, gibt es keine Oxidation ohne Reduktion (und umgekehrt). Wegen dieser Kopplung spricht man kurz von Redoxreaktionen (Elektronenübertragungsreaktion).

Oxidation: Bedeutet Abgabe von Elektronen. Bei der Oxidation **erhöht** das betrachtete Teilchen seine Oxidationszahl.

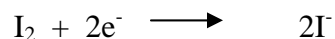
Beispiel



Das Eisen(II)-Ion wird unter Abgabe von einem Elektron zum Eisen(III)-Ion oxidiert. Das betrachtete Atom ist das gleiche und unterscheidet sich nur in seiner Oxidationszahl. Ein solches zusammengehöriges Paar heißt korrespondierendes Redoxpaar.

Reduktion: Bedeutet Aufnahme von Elektronen. Bei der Reduktion erniedrigt das betrachtete Teilchen seine Oxidationszahl.

Beispiel



Das Iod (I₂) wird unter Aufnahme von zwei Elektronen zu zwei Iodid-Ionen reduziert.

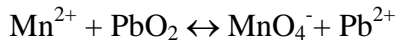
Für einen Redoxvorgang benötigt man immer zwei korrespondierende (konjugierte) Redoxpaare.

Aufstellung der Redoxgleichungen zur Symbolisierung von Redoxvorgängen.

1. Kenntnis der beiden miteinander reagierenden korr. Redoxpaare.

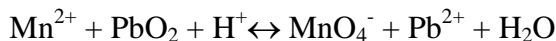
Beispiel: Redoxpaar 1: $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ und
Redoxpaar 2: $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$

In die Gleichung wird ein Redoxpaar in Richtung Reduktion, das andere in Richtung Oxidation eingetragen.



2. Kenntnis des Lösungsmilieus (sauer, neutral, alkalisch)

Regel: In saurer Lösung wird links H^+ und rechts H_2O zugefügt.

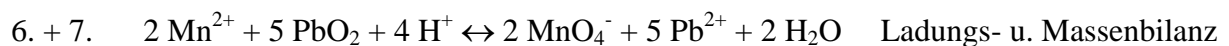
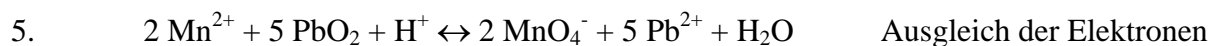
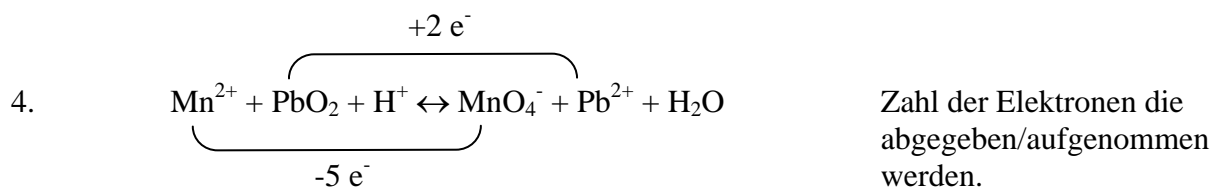
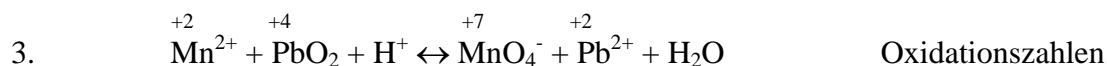


3. Werden die Oxidationszahlen über die betreffenden Atome der Redoxpaare geschrieben.
4. Werden die Elektronenübergänge als Pfeile markiert, die aufgenommenen Elektronen mit positivem, die abgegebenen mit negativem Vorzeichen dazugeschrieben.
5. Ausgleichen der Zahl der Elektronen. Man nimmt die Zahl der zur Verfügung stehenden Elektronen des einen Redoxpaares und schreibt sie als Koeffizienten vor dem anderen Redoxpaar und umgekehrt.
6. Dann erfolgt der Ladungsausgleich über das angeschriebene Proton (in saurer Lösung) oder OH^- (in alkalischer Lösung). Die algebraische Summe der Ionenladungen muss auf beiden Seiten der Gleichungen gleich sein, ohne vorher selbst mitgezählt zu werden. Bei Arbeiten in alkalischer Lösung kann erst beim Ladungsausgleich entschieden werden, ob OH^- rechts oder links in die Gleichung einzusetzen ist.
7. Erst jetzt wird der vollständige Massenausgleich durchgeführt. Die Anzahl der Atome jedes Elements muss auf beiden Seiten des Pfeils gleich sein.

Beispiel

Oxidation einer Mangan(II)-Verbindung mit Bleidioxid (Milieu: Sauer)

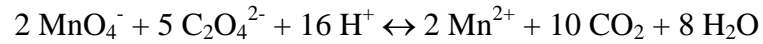
1. + 2. (s.v.)



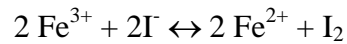
Übung

Erstellen von Redoxgleichungen.

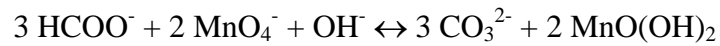
1. Reduktion von MnO_4^- in schwefelsaurer Lösung mit Oxalat-Ion
Redoxpaare $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ und $\text{CO}_2/\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$



2. Reduktion von Fe^{3+} mit I^-
Redoxpaare $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ und $\text{I}_2/2\text{I}^-$



3. Bestimmung des Formiat-Ions mit KMnO_4 -Maßlösung in alkalischer Lösung
Redoxpaare $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}(\text{OH})_2$ und $\text{CO}_3^{2-}/\text{HCOO}^-$



9 Literatur

Chemie, Das Basiswissen der Chemie. Charles E. Mortimer, Ulrich Müller. 8. Auflage, (2003). Thieme Verlag, Stuttgart, Deutschland.

ANHANG

Abbildungen: Periodensystem der Elemente, sp^3 -, sp^2 und sp -Hybridisierung
Chemie, Das Basiswissen der Chemie. Charles E. Mortimer, Ulrich Müller. 8. Auflage, (2003). Thieme Verlag, Stuttgart, Deutschland.