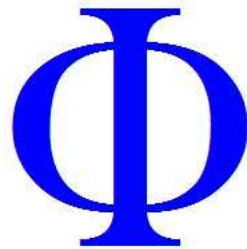


Allgemeine Chemie

Eine Einführung in die Grundlagen

Zusammenfassung

Fachgebiet Physik/Chemie



erarbeitet von: Robert Brökling

Fachbereich: Physik

© 2011



Vorwort

Vorwort

Robert Bröckling

Paderborn, 9. März 2011

Zum Umgang mit diesem Skript

Dieses Skript ist für Studenten und Schüler der naturwissenschaftlichen Fächer geschrieben. Dieses Skript erhebt nicht den Anspruch der Vollständigkeit. Es soll dem Leser Grundkenntnisse aus dem Bereich Chemie und Physik vermitteln und ergänzend zum Unterricht als Nachschlagewerk dienen.

Dies gilt es noch zu verbessern/ergänzen:

Todo list

Moderne Atommodelle: Eine Einführung schreiben	11
Kapitel Chemische Bindung weiter ausarbeiten	16
Kapitel Chemisches Gleichgewicht ausarbeiten	17
pH-Wert erklären mit pK_s und so	21



Inhaltsverzeichnis

1. Einleitung	1
1.1. Das Atom und sein Aufbau	2
1.1.1. Der Atomkern	2
1.1.2. Die Atomhülle	2
1.1.3. Masse eines Atoms	3
1.1.4. Größenverhältnisse eines Atoms	3
2. Das SI-Maßsystem	5
3. Atommodelle	7
3.1. Ältere Modelle	7
3.2. Das Bohrsche Atommodell	8
3.3. Moderne Atommodelle	11
4. Schreibweisen und Konventionen in der Chemie	12
4.1. Verbindungen, Elemente und Ladungen	12
4.2. Reaktionsgleichungen	13
4.3. Die Lewis-Formel	13
5. Die chemische Bindung	15
5.1. Die Ionenbindung	15
6. Das Chemische Gleichgewicht	17
7. Säure-Base-Theorie	18
7.1. Säuren und Basen nach Brönsted	18
7.2. Säuren und Basen nach Lewis	20
7.3. Der pH-Wert	21
8. Quantitative Analyseverfahren	22
8.1. Titration	22
8.1.1. Grundlagen	22
8.1.2. Ein typischer Versuchsaufbau	23



Literaturverzeichnis	24
A. Anhang	i
A.1. Allgemeine Naturkonstanten	i
A.2. Das Periodensystem der Elemente	iii
Abbildungsverzeichnis	iv
Tabellenverzeichnis	v
Stichwortverzeichnis	vi



1. Einleitung

Das Wort *Atom* kommt aus dem Griechischen und bedeutet das *Unzerscheidbare*, den kleinsten Baustein der Materie, den man nicht weiter teilen kann. Im 5. und 4. vorchristlichem Jahrhundert wurde dieser Begriff durch die Naturphilosophen *Demokrit* (460-370 v.Chr.), *Platon* (429-348 v.Chr.) und *Aristoteles* (384-322 v.Chr.) geprägt. Mehr als 2 Jahrtausende später wurde aus der spekulativen Atomistik eine im heutigen Sinne exakte Wissenschaft, die Atomphysik. Ins Lateinische übersetzt bedeutet Atom *Individuum*, kleinste Einheit einer Menge, die noch alle für diese Menge wesentlichen Eigenschaften besitzt. Man kann zwar ein Atom weiter in Protonen, Neutronen und Elektronen zerlegen, doch die Eigenschaften des Atoms werden dadurch zerstört.

Die **Atomistik der Materie** folgte aus chemischen Untersuchungen. Das *Gesetz der konstanten und multiplen Proportionen* formulierten etwa 1799 *Joseph-Louis Proust* (*26. September 1754 in Angers; †5. Juli 1826 ebenda) und 1803 *John Dalton* (*6. September 1766 in Eaglesfield, Cumberland; †27. Juli 1844 in Manchester). Es besagt, dass die Massenanteile der Elemente in chemischen Verbindungen gleicher Elemente in einem ganzzahligen Verhältnis stehen, es können nur „ganze„ Atome miteinander reagieren. Dies stützte die damals sehr umstrittene Atomhypothese.

Das erste **Atommodell** von *William Prout* (*15. Januar 1785 in Horton (Gloucestershire); †9. April 1850 in London) wurde 1815 aufgestellt und nimmt an, dass die Atome aller Elemente aus Wasserstoff (H)-Atomen zusammengesetzt sind. Dies führte zu den ersten *Periodensystemen der Elemente* von *Julius Lothar von Meyer* (*19. August 1830 in Varel, Oldenburg; †11. April 1895 in Tübingen) und *Dmitri Iwanowitsch Mendelejew* (*8. Februar 1834 in Tobolsk, Russland; †2. Februar 1907 in Sankt Petersburg), dessen Ordnungsschemata auf dieser Annahme beruhen.

Von 1900 - 1930 entwickelten Forscher wie *Niels Henrik David Bohr* (*7. Oktober 1885 in Kopenhagen; †18. November 1962 ebenda), *Arnold Johannes Wilhelm Sommerfeld* (*5. Dezember 1868 in Königsberg, Ostpreußen; †26. April 1951 in München), *Max Born*, *Erwin Schrödinger*, *Wolfgang Pauli* und *Paul Dirac* eine völlig neue Beschreibung des Aufbaus von Atomen die vollständig von der *Quantentheorie* bzw. *Quantenmechanik* bestimmt wird.



1.1. Das Atom und sein Aufbau

Ein Atom ist der kleinste, unveränderliche Bestandteil eines chemischen Elementes, das sich durch chemische Prozesse bei mäßigen Temperaturen nur geringfügig, nämlich in ihren Ionisierungsgrad, verändern lassen. Mäßige Temperaturen heißt hier:

$$kT \approx 0..100eV \quad (1.1)$$

Dies bedeutet, dass das Energieäquivalent kT der Temperatur T nicht größer als einige Elektronenvolt [eV] ist. Atome bestehen aus einem *Atomkern* und einer *Atomhülle*, wo sich Elektronen e^- befinden.

1.1.1. Der Atomkern

Der Atomkern besteht aus Protonen p^+ und Neutronen n^0 . Die Anzahl der Protonen wird als *Ordnungszahl* Z bezeichnet. Die *Massenzahl* A ist die Summe aus Protonen und Neutronen im Kern. Die Ordnungszahl ist spezifisch für ein Element, d.h. es gibt kein anderes Element mit der selben Ordnungszahl Z . Ein Element mit gleicher Ordnungszahl Z aber unterschiedlicher Massenzahl A nennt man *Isotop*. Es besitzt die selben chemischen Eigenschaften, wie die anderen Isotope bzw. das "original," Element, sind also unter normalen Bedingungen chemisch kaum unterscheidbar. Ein Element E wird wie folgt angegeben:



1.1.2. Die Atomhülle

In der Atomhülle befinden sich bei einem neutralen Element genau so viele Elektronen e^- , wie Protonen p^+ im Kern. Weicht die Anzahl der Elektronen in der Hülle von der Zahl der Protonen im Kern ab, so bezeichnet man das Atom als *Ion*. Ist die Anzahl der Elektronen geringer als die Anzahl der Protonen, so handelt es sich, durch die positive Ladung der Protonen um ein positiv geladenes Ion. Ist die Anzahl der Elektronen größer als die der Protonen, so handelt es sich um ein negativ geladenes Ion. Die Ladung eines Ions wird mit einem "+" oder "-" hochgestellt hinter dem Elementsymbol angegeben. Es sind auch mehrfach geladene Ionen möglich.





1. Einleitung

Beispiele: ${}^1_6\text{C}^+$; ${}^{34}_{17}\text{Cl}^-$; ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$

In der Chemie wird auf die Angabe von Massenzahl und Ordnungszahl meist verzichtet; wichtiger ist die Angabe der Ladung bzw. Ionisierung. Die Atomhülle ist für die Chemie von besonderer Bedeutung.

1.1.3. Masse eines Atoms

Ein Elektron wiegt nur 1/1836 eines Protons, trägt also vernachlässigbar gering zur Masse eines Atoms bei. Die gesamte Masse eines Atoms befindet sich also im Kern. Proton und Neutron wiegen ungefähr gleich. Die *Atomare Masseneinheit* u (von engl. Unit) ist definiert als 1/12 der Masse m des neutralen Kohlenstoffisotops ${}^{12}_6\text{C}$.

$$1u = 1/12 m \left({}^{12}_6\text{C} \right) \quad (1.4)$$

Ein *Mol* ist nach *Avogadro* so viel Gramm, wie das relative Atomgewicht angibt.

$$\text{Masse eines Atoms} = \frac{\text{Masse von 1 Mol der Substanz}}{N_A} \quad (1.5)$$

N_A ist hier die **Avogadrokonstante** und gibt an, wie viele Atome bzw. Moleküle in einem Mol der Substanz vorhanden sind. In der deutschsprachigen Literatur, wird N_A oft als **Lohschmidt-Zahl** N_L bezeichnet. Es gilt:

$$N_A = N_L = (6,022045 \pm 0,000005) \cdot 10^{23} \text{ Mol}^{-1} \quad (1.6)$$

In der Natur vorkommende Substanzen sind oft Gemische von Isotopen. So kommt das Chlor-Isotop ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ mit einer Häufigkeit von 75,4% und das Isotop ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ mit einer Häufigkeit von 24,6% vor. Die Atommasse dieses Isotopengemisches beträgt also 35,453. In Periodensystemen wird, aus praktischen Gründen, dieser Wert angegeben.

1.1.4. Größenverhältnisse eines Atoms

Der Kernradius R eines Elements mit der Massenzahl A beträgt:

$$R = (1,3 \pm 0,1)A^{1/3} \cdot 10^{-15} \text{ m} \quad (1.7)$$



1. Einleitung

Die Größe von Atomen lässt sich mit Hilfe von verschiedenen Methoden bestimmen. Die Größe von Atomen hängt stark vom Ionisierungsgrad und der Zahl der Elektronen ab. Ergebnisse aus verschiedenen Methoden für Edelgase finden sich in Tabelle 1.1.

Element	aus der Zähigkeit	aus Netzebenenabstand	aus Kovolumen
Neon	0,118	0,160	0,120
Argon	0,144	0,190	0,148
Krypton	0,158	0,197	0,158
Xenon	0,175	0,220	0,172

Tabelle 1.1.: Atomradien in nm einiger Edelgase

Die Verhältnis von Kernradius und Atomradius ist bei den Edelgasen in etwa 1 : 100000. Der Kernradius ist also etwa 100000 mal kleiner als der Atomradius; ein Atom besteht also im wesentlichen aus leerem Raum. Wenn der Atomkern die Größe einer Kirsche hätte, wäre das Atom insgesamt so groß wie der Kölner Dom.



2. Das SI-Maßsystem

Wir definieren zunächst einige Grundbegriffe aus den Bereichen Physik und Chemie. Diese Größen und Begriffe sind für das Verständnis unverzichtbar.

Das SI-Einheitensystem ist ein auf dem internationalen Größensystem (ISQ) basierendes metrisches Einheitensystem. Darin werden physikalische Einheiten zu ausgewählten Größen festgelegt. Das SI-System gründet auf sieben Basiseinheiten zu entsprechenden Basisgrößen. Diese sieben Basisgrößen und ihre Definitionen lauten¹:

1. **Länge:** Länge der Strecke, die das Licht im Vakuum während der Dauer von $1/299.792.458$ Sekunde zurücklegt.
2. **Masse:** Das Kilogramm ist gleich der Masse des Internationalen Kilogrammprototyps.
3. **Zeit:** Das 9.192.631.770-fache der Periodendauer der dem Übergang zwischen den beiden Hyperfeinstrukturniveaus des Grundzustandes von Atomen des Caesium-Isotops ^{133}Cs entsprechenden Strahlung.
4. **Stromstärke:** Stärke eines konstanten elektrischen Stromes, der, durch zwei parallele, geradlinige, unendlich lange und im Vakuum im Abstand von 1 Meter voneinander angeordnete Leiter von vernachlässigbar kleinem, kreisförmigem Querschnitt fließend, zwischen diesen Leitern pro Meter Leiterlänge die Kraft 2×10^{-7} Newton hervorrufen würde.
5. **Thermodynamische Temperatur:** $1/273,16$ der thermodynamischen Temperatur des Tripelpunkts von Wasser genau definierter isotopischer Zusammensetzung.
6. **Stoffmenge:** Die Stoffmenge eines Systems, das aus ebenso viel Einzelteilchen besteht, wie Atome in 0,012 Kilogramm des Kohlenstoff-Isotops ^{12}C in ungebundenem Zustand enthalten sind. Bei Benutzung des *Mol* müssen die

¹vgl. Artikeleintrag zum „Internationalen Einheitensystem“ bei [\[Wikipedia\]](#)



2. Das SI-Maßsystem

Einzelteilchen spezifiziert sein und können Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen sowie andere Teilchen oder Gruppen solcher Teilchen genau angegebener Zusammensetzung sein.

7. **Lichtstärke:** Die Lichtstärke in einer bestimmten Richtung einer Strahlungsquelle, die monochromatische Strahlung der Frequenz 540×10^{12} Hz aussendet und deren Strahlstärke in dieser Richtung 1/683 Watt pro Steradian beträgt.

Basisgröße	Größen- symbol	Dimensions- symbol	Einheit	Einheiten- zeichen
Länge	l	L	Meter	m
Masse	m	M	Kilogramm	kg
Zeit	t	T	Sekunde	s
Stromstärke	I oder i	I	Ampere	A
Thermodynamische Temperatur	T	Θ	Kelvin	K
Stoffmenge (Sub- stanzmenge)	n	N	Mol	mol
Lichtstärke	I_V	J	Candela	cd

Tabelle 2.1.: *SI-Basisgrößen und Basiseinheiten*

Alle weiteren Einheiten lassen sich aus diesen sieben Grundeinheiten ableiten bzw. zusammensetzen. Wichtige Größen z.B. sind:

- **Energie:** Joule (J): $kg \cdot m^2 \cdot s^{-2}$
- **Kraft:** Newton (N): $kg \cdot m \cdot s^{-2} = J \cdot m^{-1}$
- **Druck:** Pascal (Pa): $kg \cdot m^{-1} \cdot s^{-2} = N \cdot m^{-2}$
- **molare Enthalpien:** Joule pro Mol: $kg \cdot m^2 \cdot s^{-2} \cdot mol^{-1}$
- **molare Entropie:** Joule pro Kelvin und Mol: $kg \cdot m^2 \cdot s^{-2} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$



3. Atomm Modelle

In der Geschichte gab es vielerlei Modelle von Atomen, die aus dem jeweiligen Wissensstand der Zeit resultierten. An dieser Stelle sollen die wichtigsten kurz vorgestellt werden. Das Bohrsche Atomm Modell nimmt eine besondere Stellung ein. Es erklärt nicht nur einfache Effekte, wie die Emmission von Lichtwellen, für einfache Atome vollständig sondern ermöglicht auch ihre Berechnung. Es findet heute noch Anwendung, obwohl es als „überholt“ gilt. Es ermöglicht nämlich einige Berechnungen recht schnell und korrekt anzustellen, ohne in die Tiefen der Quantentheorie einzutauchen. Für den besonders interessierten Leser ist das Kapitel 3.2 zu empfehlen. Für die übrigen Leser gilt es eher dieses Kapitel „nur zu überfliegen“.

3.1. Ältere Modelle

1803 griff John Dalton das Atomkonzept auf, um das *Gesetz der multiplen Proportionen* zu erklären. Dieses Gesetz besagt, dass Elemente immer in Verhältnissen kleiner ganzer Zahlen miteinander reagieren. Dalton nahm an, dass jedes Element aus einer einzigartigen Art von Atomen besteht und dass diese Atome sich miteinander verbinden und dadurch chemische Verbindungen bilden.

1897 entdeckte Joseph John Thomson bei seiner Arbeit mit Kathodenstrahlen das Elektron. Er fand weiter heraus, dass es ein Bestandteil von Atomen ist. Thomson glaubte, dass die Elektronen im Atom verteilt, in einem positiv geladenen Medium eingebettet, seien (*Thomsonsches Atomm Modell*).

Eine Arbeitsgruppe um Ernest Rutherford beschoss um 1909 Goldfolie mit α -Strahlen, also positiv geladenen Heliumkernen. Aus den Ergebnissen der Streuungen der α -Teilchen folgte, dass fast die ganze Masse des Atoms in einem sehr kleinen Kern, der die gesamte positive Ladung trägt, konzentriert ist. Die negativ geladenen Elektronen befinden sich verteilt um diesen Kern in einem etwa 100000 mal größeren Gebiet, wie der Atomkern (*Rutherfordsches Atomm Modell*).

Das wohl erfolgreichste Atomm Modell ist das *Bohrsche Atomm Modell*.



3.2. Das Bohrsche Atommodell

An dieser Stelle soll nur ein Abriss der Bohrschen Theorie des Wasserstoffatoms gegeben werden. Zum umfassenden Studium des Bohrschen Atommodells verweise ich auf diverse Fachliteratur, z.B. [Haken und Wolf \[2000\]](#) und [Tipler \[2000\]](#). Zum Verständnis der Quantentheorie und der Quantenmechanik tragen jedoch die Grundgedanken von Bohr erheblich bei, sodass zumindest ein Einstieg in dieses Thema an dieser Stelle lohnt.

Ein entscheidender Ansatz, den Atombau mit den Frequenzen der Spektrallinien in Einklang zu bringen stammt von *Niel Bohr (1913)*. Ähnlich wie Rutherford nahm er an, dass sich die Elektronen auf Kreisbahnen um den Kern bewegen. Coulombkraft und Zentrifugalkraft sind also im dynamischen Gleichgewicht. Für das Wasserstoffatom gilt dann

$$\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2} = m_0 r \omega^2. \quad (3.1)$$

Die zugehörige Energie ergibt sich aus der potentiellen und kinetischen Energie. Die kinetische Energie ergibt sich zu $m_0 v^2/2$ oder $m_0 r^2 \omega^2/2$. Die potentielle Energie ist durch die Überführungsenergie gegeben, die man gewinnt, wenn man ein Elektron aus dem Unendlichen unter der Einwirkung der Coulombkraft auf den Abstand r vom Kern bringt. Es gilt:

$$E_{pot} = \int_{\infty}^r \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r'^2} dr' = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \quad (3.2)$$

Daraus folgt für die gesamte Energie

$$E = \frac{1}{2} m_0 r^2 \omega^2 - \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}. \quad (3.3)$$

Einsetzen von Gleichung 3.1 formt diese Gleichung noch einmal um:

$$E = -\frac{e^2}{8\pi\epsilon_0 r} = -\frac{1}{2(4\pi\epsilon_0)^{2/3}} \left(e^4 m_0 \omega^2 \right)^{1/3} \quad (3.4)$$

Soweit entspricht dieses Modell dem von Rutherford. Versucht man jedoch die Emission und Absorption von Licht mit den Gesetzen der klassischen Elektrodynamik zu verstehen stößt man auf grundlegende Probleme:



3. Atomm Modelle

- Klassisch sind Bahnen mit beliebigen Radien möglich. Dies lässt jedoch ein kontinuierliches Spektrum entstehen, da ja alle Übergänge zwischen beliebigen Bahnen mit verschiedenen Radien möglich sind.
- Elektronen auf Kreisbahnen sind beschleunigte Ladungen. Diese geben wie ein Hertzscher Oszillator elektromagnetische Strahlung ihrer Umlauffrequenz $\nu = \omega/2\pi$ ab und verlieren Energie, müssten also auf Spiralbahnen in den Kern stürzen. Die Umlauffrequenz ändert sich dabei kontinuierlich und das Spektrum der ausgesandten Strahlung ist kontinuierlich.

Bohr stellte, um diese Diskrepanz zu vermeiden Postulate auf, die ein vom klassischen Verhalten von Elektronen abweichendes Verhalten für Elektronen in Atomen fordern:

- Die klassischen Bewegungsgleichungen für Elektronen sollen weiterhin gelten. Es sollen jedoch nur bestimmte diskrete Bahnen mit der Energie E_n erlaubt sein. Dies sind die Energieterme eines Atoms.
- Die Bewegung auf diesen gequantelten Bahnen erfolgt strahlungslos. Die Frequenz der emittierten bzw. absorbierten Strahlung ergibt sich aus dem Energieunterschied der jeweiligen Bahnen:

$$E_n - E'_n = h\nu \quad (3.5)$$

Die Energieterme identifizierte Bohr als

$$E_n = -\frac{Rhc}{n^2}; E'_n = -\frac{Rhc}{n'^2}. \quad (3.6)$$

Das Minuszeichen bedeutet dabei, dass es sich um Bindungsenergien handelt. Beim Übergang von Elektronen von höheren Bahnen auf niedrigere Bahnen wird also Energie frei, beim Übergang von Elektronen von niedrigeren Bahnen auf höhere Bahnen wird Energie hinzugefügt/absorbiert.

- Für die Berechnung der Rydbergkonstanten R in Gleichung 3.6 verglich Bohr die Umlauffrequenz der Elektronen auf den Bahnen mit der emittierten bzw. absorbierten Strahlung. Diese müssten nach der klassischen Theorie gleich sein. Für kleine Bahnradien trifft dies jedoch für Wasserstoffatome in keinsten Weise zu.²

Ein entscheidender Gedanke Bohrs war nun die Beachtung des Korrespondenzprinzips. Dies fordert einen Übergang der Gesetze der Atomphysik in die Gesetze der

²vgl. Haken und Wolf [2000] S.105-106

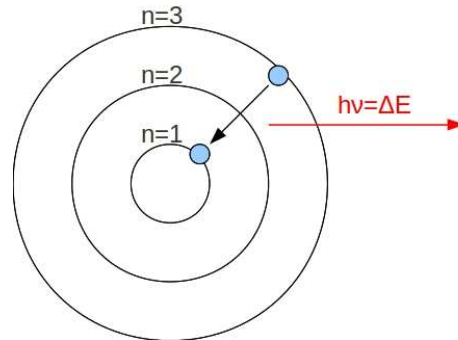
3. Atommodelle

klassischen Physik für große Bahnenradien r . Man betrachtet die Lichtaussendung eines Elektrons beim Übergang von einer Bahn mit der Quantenzahl n auf eine kleinere mit der Quantenzahl n' . Dieser Übergang soll den beiden ersten Postulaten genügen. Die Frequenz ν mit $(n - n') = \tau$ ergibt sich nach der Balmerformel:

$$\nu = Rc \left(\frac{1}{n'^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (3.7)$$

$$= Rc \left(\frac{1}{(n - \tau)^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (3.8)$$

$$\approx Rc \frac{2\tau}{n^3} \quad (3.9)$$



Im Fall großer n oder mit $\tau = 1$ ergibt sich

$$\nu = \frac{2Rc}{n^3}. \quad (3.10)$$

Abbildung 3.1.: Bahnen und Übergänge im Bohrschen Atommodell

Diese Frequenz kann man nun mit der klassischen Umlauffrequenz $\omega/2\pi$ gleichsetzen. Es ergibt sich

$$\omega = \frac{4\pi Rc}{n^3}. \quad (3.11)$$

Nun kann man die Gleichung für die Energieterme 3.6 mit der Gleichung für die Energie 3.4 gleichsetzen und für ω nach Gleichung 3.11 $\frac{4\pi Rc}{n^3}$ einsetzen. Nach einer längeren aber einfachen Rechnung ergibt sich für R :

$$\frac{Rhc}{n^2} = \frac{1}{2(4\pi\epsilon_0)^{2/3}} \left[e^4 m_0 \left(\frac{4\pi Rc}{n^3} \right)^2 \right]^{1/3}$$

$$R = \frac{m_0 e^4}{8\epsilon_0^2 h^3 c} \quad (3.12)$$

Für die Rydbergkonstante R_∞ folgt daraus der Zahlenwert

$$R_\infty = (109737,318 \pm 0,012) \text{ cm}^{-1} \quad (3.13)$$

Der Radius der n -ten errechnet sich mit den obigen Ergebnissen zu

$$r_n = \frac{n^2 \hbar^2 4\pi\epsilon_0}{e^2 m_0}. \quad (3.14)$$

Die hier auftretende Quantenzahl n heißt *Hauptquantenzahl*.



3. Atommodelle

Für den *Bahn-Drehimpuls* $\vec{l} = \vec{r} \times \vec{p}$ ergibt für das Elektron auf der n -ten Bahn, mit Radius r_n und der Umlauffrequenz $\omega/2\pi$ die Quantenbedingung

$$|l| = m_0 v_n r_n = m_0 r_n^2 \omega_n = n \hbar \quad ; n = 1, 2, 3, \dots \quad (3.15)$$

Wesentliches Charakteristikum der Bohrschen Postulate ist:

- Sie machen keine Aussagen über Vorgänge, sondern über Zustände.
- Der klassische Bahnbegriff wird aufgegeben.
- Es wird nicht nach dem zeitlich Verlauf gefragt, sondern nach den stationären Anfangs- bzw. Endzuständen.

3.3. Moderne Atommodelle

Moderne Atommodelle werden von der *Quantentheorie* bzw. *Quantenmechanik* geprägt. Diese Modelle lassen sich nicht ohne Weiteres verstehen. Sie erfordern besondere Kenntnisse aus der Mathematik und Physik. Diese Modelle sind jedoch für das Verständnis der chemischen Bindung, insbesondere in organischen Verbindungen, von besonderer Bedeutung. An gegebener Stelle werden diese Modelle, wenn auch nicht allzu ausführlich, erklärt.

Moderne
Atom-
modelle:
Eine Ein-
führung
schreiben



4. Schreibweisen und Konventionen in der Chemie

Um sich in der Chemie mit komplizierten Vorgängen zu beschäftigen haben sich bestimmte Schreibweisen und Konventionen eingebürgert. Reaktionsgleichungen, Kürzel, die Lewis Schreibweise, Oxidationszahlen usw. sollen nun erläutert werden.

4.1. Verbindungen, Elemente und Ladungen

Elemente werden stets mit ihrem Elementsymbol aus dem PSE³ geschrieben. Auf die Ordnungszahl und Massenzahl wird, wenn nicht benötigt⁴, meist verzichtet. Wichtiger für die Chemie ist die Angabe des Ionisierungsgrades d.h. die elektrische Ladung. Die Art und Größe der Ladung, n -fach positiv oder n -fach negativ, wird hochgestellt hinter dem Elementsymbol geschrieben. Die Größe der Ladung wird in Vielfachen der Elementarladung e^- angegeben.

Beispiele:

- Natrium mit einem Elektron weniger: Na^+
- Chlor mit einem Elektron mehr: Cl^-
- Sauerstoff mit zwei Elektronen mehr: O^{2-}

Moleküle und Verbindungen werden als Aneinanderreihung der Elementsymbole tiefgestellt mit der Anzahl der jeweiligen Elemente geschrieben. Handelt es sich um geladene Moleküle bzw. Verbindungen so wird am Ende die Gesamtladung hochgestellt hinter dem letzten Elementsymbol geschrieben. Die Schreibweise der Ladungsangabe für Verbindungen:

- SO_4^{2-} , H_3O^+ , OH^-

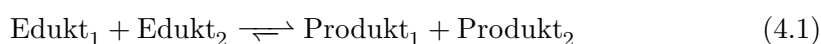
³siehe Periodensystem der Elemente; Anhang A.2 auf S.iii

⁴Dies ist i.d.R. der Fall

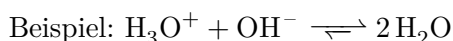


4.2. Reaktionsgleichungen

Die Angabe einer Reaktionsgleichung ist in der Chemie elementar. Auf die linke Seite werden zumeist die Edukte⁵ geschrieben, auf die rechte die Produkte⁶. Der Pfeil in der Mitte zeigt von den Edukten zu den Produkten. In der Regel ist so ein Pfeil ein Doppelpfeil in beide Richtungen. Dies soll verdeutlichen, dass auch immer ein Teil der Produkte wieder zu Edukten reagiert. Die „Stärke“ einer Reaktion wird durch die Länge eines Pfeiles angegeben.



Hier liegt ein Ungleichgewicht der beiden Reaktionen⁷ zu Gunsten der Produkte vor. Es reagieren also mehr Edukte zu Produkten wie Produkte zu Edukten.⁸



4.3. Die Lewis-Formel

Um die Struktur von Molekülen darzustellen benutzt man die Elektronenformel oder auch Lewis-Formel genannt. Es ist eine Symbolschreibweise in der man die Valenzelektronen⁹ mit einem Punkt angibt. Dabei geht man wie folgt vor:

1. Das Elementsymbol steht im Zentrum
2. Man macht nun auf den vier Seiten, rechts, links, oben und unten, jeweils einen Punkt für ein Elektron¹⁰.
3. Hat ein Element mehr als vier Elektronen in der äußeren Schale fängt man wieder an einer der Seiten an und macht weitere Punkte.
4. Jeweils zwei Elektronen können zu einem Strich verbunden werden.

⁵Ausgangsstoffe bzw. Rohstoffe für eine Reaktion

⁶Die aus den Ausgangsstoffen entstehenden Stoffe

⁷Edukte zu Produkten und Produkte zu Edukten

⁸Die Wahl der Bezeichnungen „Edukt.“ und „Produkt.“, scheint also etwas verwirrend: Beide Reaktionen finden statt. Bei der Gegenreaktion sind jedoch die Produkte eigentlich die Edukte. Dies spielt jedoch nur eine große Rolle bei der Berechnung von „Chemischen Gleichgewichten“, vgl. Kapitel 6

⁹d.h. die Elektronen in der äußeren Schale, denn nur die sind i.d.R. an einer Bindung beteiligt

¹⁰wieviele Valenzelektronen ein Element hat kann man dem PSE entnehmen

4. Schreibweisen und Konventionen in der Chemie

Will man ein Molekül darstellen, so verwendet man die Valenzstrichformel.

Zwei Atome können sich unter Umständen miteinander zu einem Molekül verbinden. Diese Moleküle können dann wie folgt dargestellt werden:

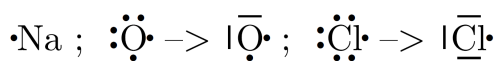


Abbildung 4.1.: Lewis- und Valenzelektronenschreibweise einiger Atome

Haben zwei Elemente nach der Elektronenformel ein einzelnes Elektron an einer Seite, können sie sich dieses Elektron „teilen“ und es entsteht eine Bindung¹¹, in der die beiden Elektronen als ein Strich dargestellt werden können. Sind zwei oder mehrere Elektronenpaare an der Bindung beteiligt, so werden mehrere Striche gezogen. Elektronenpaare, die nicht an der Bindung beteiligt sind werden in einigen Schreibweisen auch einfach weggelassen.

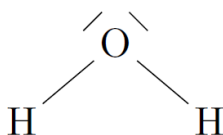


Abbildung 4.2.:
Valenzstrichformel
von Wasser

¹¹Die Theorie der chemischen Bindung wird in Kapitel 5 erklärt



5. Die chemische Bindung

Alle Elemente, mit Ausnahme der Edelgase üben aufeinander starke Kräfte aus, die sie dazu verleiten Bindungen einzugehen. So liegt Wasserstoff in Form von H_2 -Molekülen, Stickstoff in Form von N_2 -Molekülen, Schwefel in Form von S_8 -Ringmolekülen, Kohlenstoff in verschiedenen C_n -Atomverbänden¹² und Metalle in Form von Metallkristallen M_n vor. An der Ausbildung von Bindungen sind aber zu meist unterschiedliche Elemente beteiligt. Eine Chemische Bindung entsteht durch Veränderungen in der Elektronenstruktur der beteiligten Atome. Diese Veränderungen sind charakteristisch für den jeweiligen Typ einer chemischen Bindung¹³:

- Atombindung
- Ionenbindung
- Metallbindung

Des Weiteren kann noch eine Systematik eingeführt werden, welche die Bindungen nach ihrer „Bindungsenergie“ unterteilt. Starke Bindungen haben zwischen 100 – 500 KJ Bindungsenergie, z.B. Ionenbindungen, Metallbindungen, Kovalenz- und Atombindungen. Schwache Bindungen haben eine Bindungsenergie von $< 100 KJ$, z.B. Wasserstoffbrückenbindung, van-der-Waals Kräfte.

5.1. Die Ionenbindung

Verbinden sich zwei Atome mit stark unterschiedlicher Elektronegativität, so wird das bindende Elektronenpaar mehr zum elektronegativeren Partner hingezogen. Das entstehende Molekülorbital (MO) ähnelt dann in Form und Energie dem des elektronegativeren Atoms. In extremen Fällen kann es vorkommen, dass der Unterschied der Elektronegativität so groß ist, dass das Elektron vollständig vom elektronegativeren Atom aufgenommen wird. Es entsteht dann kein Molekülorbital sondern Kationen

¹²z.B. Graphit, Diamant

¹³Diese Einteilung sollte man nicht als allzu streng betrachten. Praktisch liegen in der Natur bei den meisten Verbindungen Übergangsformen dieser Bindungen vor. Aus Verständnisgründen betrachtet man bei einer Verbindung aber stets den vorherrschenden Bindungstyp



5. Die chemische Bindung

und Anionen. Diese üben aufgrund ihrer unterschiedlichen elektrischen Ladung elektrostatische Kräfte aufeinander aus. Es kommt zu Bildung von Ionenkristallen.

Ionenverbindungen werden allgemein als Salze bezeichnet. Typische Eigenschaften von solchen Salzen sind hohe Schmelz- und Siedepunkte, gute Löslichkeit in polaren Lösungsmitteln, z. B. Wasser, elektrische Leitfähigkeit der Lösungen und Schmelzen.

Kapitel
Chemische
Bindung
weiter aus-
arbeiten



6. Das Chemische Gleichgewicht

Kapitel
Chemisches
Gleichgewicht
ausarbeiten



7. Säure-Base-Theorie

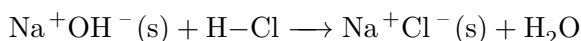
Der Begriff „Säure“ leitet sich vom Geschmack einiger Substanzen, z. B. Essig und Zitronensaft, ab. Substanzen, die seifig schmecken, bezeichnete man als alkalisch¹⁴. Als man erkannte, dass diese Substanzen mit Säuren zu Salzen reagieren, bezeichnete man sie als Basen, d.h. die Basis von Salzen. es gibt viele frühe versuche Säuren und Basen zu beschreiben. Die zwei wichtigsten stammen von *Johann Nicolaus Brönsted* (1879 -1947) und *Gilbert Newton Lewis* (1875-1946).

7.1. Säuren und Basen nach Brönsted

1923 veröffentlichten Brönsted und Lowry unabhängig voneinander eine Theorie zur Beschreibung von Säuren und Basen. Der Ansatz beschäftigt sich mit der Eigenschaft von Säuren und Basen Protonen, das sind positiv geladene Wasserstoffatome, d.h. ohne ein Elektron (H^+)¹⁵, abzugeben bzw. aufzunehmen. Im wesentlichen werden folgende Definitionen gegeben:

- Säuren: Protonendonatoren¹⁶, d.h. Stoffe, die ein Proton abgeben können.
- Basen: Protonenakzeptoren¹⁷, d.h. Stoffe, die ein Proton aufnehmen können.

Vorteil dieser Definition ist, dass es unabhängig vom Lösungsmittel Wasser ist und auch in festen Phasen gilt. Ein Beispiel einer solchen Reaktion ist z.B. die, dass Wasser und Natriumchlorid entstehen, wenn man gasförmigen Chlorwasserstoff $H-Cl$ über festes Natriumhydroxid leitet.



In dieser Reaktion ist $H-Cl$ die Säure, sie gibt das Proton ab. Die base ist in diesem Fall nicht das Natriumhydroxid Na^+OH^- sondern das Hydroxidion OH^- , es nimmt das Proton auf.

¹⁴arabisch für Pflanzenasche

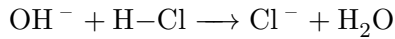
¹⁵nimmt man von einem Wasserstoffatom sein einziges Elektron weg, so bleibt nur sein Kern, bestehend aus einem Proton, übrig

¹⁶von lat.: donare=schenken

¹⁷Akzeptor=Empfänger



Die eigentliche Säure-Basen Reaktion ist:

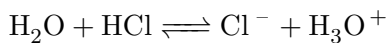


Formal kann man eine solche Säure-Base Reaktion zwischen einer Säure **HA**¹⁸ und einer Base **B** wie folgt schreiben:



Betrachtet man die Rückreaktion, so ist HB^+ die Säure und A^- die Base. Beide Reaktionen können nebeneinander stattfinden. Man nennt so etwas ein Protolysegleichgewicht¹⁹. Hier bezeichnet man A^- als korrespondierende (konjugierte) Base zur Säure HA und HB^+ als konjugierte Säure zur Base B.

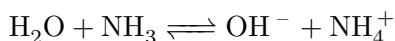
Säure-Beispiel: Reaktion von HCl in Wasser



Hier ist HCl die Säure, gibt also ein Proton ab und H_2O die Base, nimmt das Proton auf. Die konjugierte Base zur Säure HCl ist Cl^- , die konjugierte Säure zur Base H_2O ist H_3O^+ .

Die konjugierte Base Cl^- ist jedoch zur starken Säure²⁰ HCl so schwach, dass die Rückreaktion praktisch nicht stattfindet. Sämtliches HCl reagiert in Wasser also zu Cl^- und H_3O^+ .

Base-Beispiel: Reaktion von Ammoniak NH_3 in Wasser



Hier ist NH_3 die Base, nimmt also ein Proton auf und H_2O die Säure, gibt das Proton ab. Die konjugierte Säure zur Base NH_3 ist NH_4^+ , die konjugierte Base zur Säure H_2O ist OH^- .

Aus den beiden Beispielen geht hervor, dass die Bezeichnung Säure oder Base vom Reaktionspartner abhängt. Wasser ist in der ersten Reaktion eine Base, Protonenakzeptor und in der zweiten eine Säure, Protonendonator. Stoffe, die sowohl als Säure, wie auch als Base fungieren können nennt man Ampholyte.

¹⁸H für Proton, A für Säure (engl. Acid)

¹⁹Protonenübertragungs-Gleichgewicht

²⁰Starke Säuren haben immer schwache konjugierte Basen und umgekehrt



Säuren und Basen müssen nicht notwendigerweise elektrisch neutrale Stoffe sein. Auch Ionen können, je nachdem, ob sie Protonen aufnehmen oder abgeben können, als Säuren oder Basen fungieren. Man unterscheidet Neutral, Anionen²¹ und Kationen-Säuren bzw. Basen.

Typ	Beispiele
Neutralsäure	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , H ₂ O
Kationensäure	H ₃ O ⁺ , NH ₄ ⁺
Anionensäure	HCO ₃ ⁻ , HSO ₄ ⁻ , HPO ₄ ²⁻
Neutralbase	NH ₃ , NR ₃ , H ₂ O
Kationenbase	[Al(H ₂ O) ₄ (OH) ₂] ⁺ , [Zn(H ₂ O) ₃ OH] ⁺ , N ₂ H ₅ ⁺
Anionenbase	OH ⁻ , Cl ⁻ , HSO ₄ ⁻ , CN ⁻ , SO ₄ ²⁻

Tabelle 7.1.: Unterteilung in verschiedene Basen und Säuren

Säuren zeigen nur dann ihre Eigenschaft Protonen abzugeben, wenn auch ein Protonenakzeptor, eine Base vorhanden ist. So geschieht bei der Lösung von Chlorwasserstoff in Kohlenwasserstoffen nichts, weil die Kohlenwasserstoffe keine Protonen aufnehmen, HCl liegt also auch in der Lösung nicht in Form von Ionen, wie in wässriger Lösung, vor. Mit den Begriffen Säure und Base wird folglich keine stoffliche Eigenschaft, sondern die Funktion von Stoffen oder Teilchen beschrieben.

7.2. Säuren und Basen nach Lewis

Lewis formulierte in den selben Jahren wie Brönsted und Lowry eine noch allgemeinere Definition für Säuren und Basen. Diese Definition setzt jedoch Kenntnis der Theorie der Orbitale voraus. An dieser Stelle soll nur ein kurzer Überblick über diese Definition gegeben werden. Vielleicht wird dieses Kapitel irgendwann einmal erweitert.

Nach der Lewis-Theorie ist eine Säure darüber definiert, dass es ein Teilchen ist, welches über ein leeres äußeres Orbital verfügt, das zur Bildung einer kovalenten Bindung ein Elektronenpaar aufnehmen kann. Eine Lewis-Säure besitzt also eine Elektronenpaarlücke, die mit Bindungselektronen besetzt werden kann.

Eine Lewis-Base besitzt ein freies Elektronenpaar, das einer Lewis-Säure zur Bindung zur Verfügung gestellt werden kann.

²¹Bei Ionen unterscheidet man den Typ Anion oder Kation nicht wie bei Elektroden (Pluspol(positiv geladen)=Anode, Kathode=Minuspole(negativ geladen): Da negativ geladene Ionen bei einer Elektrolyse stets zur positiv geladenen Anode wandern, werden sie Anionen genannt. Analog sind Kationen positiv geladene Teilchen



- LEWIS-Säure: Elektronenpaarakzeptor
- LEWIS-Base: Elektronenpaardonator

Die Definition von Lewis ist umfassender als die von Brönsted, weil es auch Systeme beschreibt, in denen keine Protonen auftreten, aber in wässriger Lösung sauer reagieren, also Bildung von H_3O^+ -Ionen auslösen.

7.3. Der pH-Wert

pH-Wert
erklären
mit pK_s
und so



8. Quantitative Analyseverfahren

8.1. Titration

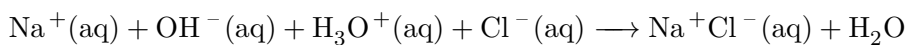
Die Titration ist ein quantitatives Analyseverfahren zur Bestimmung einer unbekanntes Konzentration einer Säure bzw. Base.

8.1.1. Grundlagen

Nach Brönsted²² ist eine Säure ein Protonendonator und eine Base ein Protonenakzeptor. Bei einer Reaktion zwischen Säure und Base kommt es also zu einem Protonenaustausch. Man benötigt genau so viele Protonenakzeptoren wie Protonendonatoren. Sei nun n_B die Stoffmenge an Base und n_A die Stoffmenge an Säure. Zunächst wird angenommen, dass es sich um eine starke „einprotonige“ Säure handelt, d.h. sie kann nur ein Proton pro Teilchen abgeben. Es findet dann die Säure-Basen Reaktion



Als Beispiel kann hier die Säure-Basen-Reaktion von Natriumhydroxid und Salzsäure, beide in wässriger Lösung, dienen. Die komplette Reaktionsgleichung ist dann



Man benötigt also gleich viel Stoffmenge an Base und Säure, um die Lösung zu neutralisieren. Für die Stoffmenge gilt stets $n = V * c$ (Stoffmenge = Volumen · Konzentration). Nun kann man über den Ansatz

$$n_B = n_A \tag{8.1}$$

²²vgl. Kapitel 7.1 auf S.18



eine unbekannte Konzentration, z.B. die der Säure, berechnen, wenn eine andere Konzentration, die der Base, bekannt ist.

$$\begin{aligned}n_B &= n_A \\V_B \cdot c_B &= V_A \cdot c_A \\c_A &= \frac{V_B \cdot c_B}{V_A}\end{aligned}\tag{8.2}$$

8.1.2. Ein typischer Versuchsaufbau

Um eine unbekannte Konzentration einer Säure oder Base zu bestimmen braucht man zunächst eine Säure oder Base bekannter Konzentration. Man füllt eine bestimmte Menge der Säure bzw. Base in eine Bürette. Von der Base bzw. Säure dessen Konzentration c bestimmt werden soll gibt man ein bestimmtes Volumen V in einen Erlenmeyerkolben oder Ähnliches. Dann gibt man einen bestimmten Indikator dazu, oder man benutzt ein pH-Meter. Die Wahl des Indikators hängt von der Art der Säure bzw. Base ab, deren Konzentration man bestimmen will.²³

Nun kann die Titration gestartet werden, dazu gibt man Tropfenweise Base bzw. Säure aus der Bürette in den Kolben, der ständig durchgemischt/gerührt werden sollte, bis der Indikator umschlägt. Dies sollte sehr vorsichtig gemacht werden, da das Umschlagen des Indikators meist sehr rasch verläuft. Wurde mit einem pH-Meter gemessen sind entweder ständig oder nahezu kontinuierlich Messwerte notiert werden. Am Schluss ist nun noch die zur Titration eingesetzte Menge Base bzw. Säure an der Bürette abgelesen werden. Über Gleichung 8.2 kann nun die unbekannte Konzentration errechnet werden.²⁴

Beispiel: Titration von Salzsäure $\text{H}-\text{Cl}(\text{aq})$ mit Natronlauge $\text{NaOH}(\text{aq})$.

²³Dies hängt mit dem pK_s -Wert der Säure, bzw. dem pK_B -Wert der Base zusammen. Außerdem spielt bei mehrprotonigen Säuren die Art der Titration (z.B. auf den 1. oder 2. Äquivalenzpunkt) eine Rolle. Dies wird zu einem späteren Zeitpunkt noch erklärt.

²⁴Dies ist eine Vereinfachung: Zur genaueren Bestimmung einer unbekanntem Konzentration einer Säure oder Base ist ein wenig mehr Rechenaufwand nötig. Dies wird zu einem späteren Zeitpunkt noch erläutert.



Literaturverzeichnis

Bronstein 2001

BRONSTEIN, I.N.: *Taschenbuch der Mathematik*. unver. Nachdruck der 5. Auflage. Frankfurt am Main : Verlag Harri Deutsch, 2001. – Im Auftr. d. Verlages Harri Deutsch erarbeitete und erweiterte Lizenzausgabe der bis 1977 im Verlag FIZMATLIT(Moskau) erschienenen russischen Originalausgabe: I.N. Bronstein, K.A. Semendjaev: Taschenbuch der Mathematik für Ingenieure und Studenten

Goering 1971

GOERING, Herbert: *Elementare Methoden zur Lösung von Differentialgleichungsproblemen*. 2. berichtigte Auflage. Berlin : Akademie Verlag, 1971

Haken und Wolf 2000

HAKEN, H. ; WOLF, H.C.: *Atom und Quantenphysik*. 7. Auflage. Berlin Heidelberg New York : Springer-Verlag, 2000 **3.2, 2**

Haken und Wolf 2003

HAKEN, H. ; WOLF, H.C.: *Molekülphysik und Quantenchemie*. 4. völlig neubearb. und erw. Auflage. Berlin Heidelberg New York : Springer-Verlag, 2003

Kittel 2006

KITTEL, Charles: *Einführung in die Festkörperphysik*. 14. überarbeitete Auflage. München : Oldenbourg Wissenschaftsverlag GmbH, 2006

Landau 1975

LANDAU, Lev D.: *Theoretische Physik kurzgefasst*. Bd. 2: *Quantentheorie*. München : Carl Hanser Verlag, 1975. – Original erschienen im Verlag Nauka, Moskau, Hrsg. d. dt. Ausgabe: Dr. Siegfried Matthies

Lindner 1997

LINDNER, Albrecht: *Grundkurs Theoretische Physik*. 2. überarb. und erw. Auflage. Stuttgart : Teubner, 1997

Messiah 1976

MESSIAH, Albert: *Quantenmechanik*. Bd. 1. 2. unveränderter Nachdruck 1981.



Berlin New York : de Gruyter, 1976. – Titel der französischen Originalausgabe von 1969: *Mecanique Quantique*

Papula 2001a

PAPULA, Lothar: *Mathematik für Ingenieure und Naturwissenschaftler*. Bd. 1. 10. erweiterte Auflage. Wiesbaden : Vieweg, 2001

Papula 2001b

PAPULA, Lothar: *Mathematik für Ingenieure und Naturwissenschaftler*. Bd. 2. 10. durchgesehene Auflage. Wiesbaden : Vieweg, 2001

Papula 2001c

PAPULA, Lothar: *Mathematik für Ingenieure und Naturwissenschaftler*. Bd. 3. 4. verbesserte Auflage. Wiesbaden : Vieweg, 2001

Risch und Seitz 1981

RISCH, Karl ; SEITZ, Hatto: *Organische Chemie*. unveränderter Druck 1987. Hannover : Schroedel Schulbuchverlag GmbH, 1981

Röglin

RÖGLIN, Lars: *Periodensystem der Elemente*. <http://www.pse-online.de>, Abruf: 26.02.2011

Tipler 2000

TIPLER, Paul A.: *Physik*. 3. korrigierter Nachdruck der 1. Ausgabe 1994. Heidelberg Berlin : Spektrum Akademischer Verlag, 2000 **3.2**

Wikipedia

WIKIPEDIA: *Artikeleintrag auf der deutschen Wikipedia-Homepage*. <http://de.wikipedia.org>, Abruf: 28.02.2011 **1**



A. Anhang

A.1. Allgemeine Naturkonstanten

Name	Symbol	Wert
Avogadrokonstante	N_A	$6,02245 \cdot 10^{23} \text{mol}^{-1}$
Faraday-Konstante	F	$96487,0 \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$
Elementarladung	e	$1,60210 \cdot 10^{-19} \text{C}$
Masse des Elektrons	m_e	$9,1091 \cdot 10^{-31} \text{kg}$
Masse des Protons	m_p	$1,67252 \cdot 10^{-27} \text{kg}$
Masse des Neutrons	m_n	$1,67482 \cdot 10^{-27} \text{kg}$
Plancksches Wirkungsquantum	h	$6,6256 \cdot 10^{-34} \text{J} \cdot \text{s}$
Lichtgeschwindigkeit im Vakuum	c_0	$2,997925 \cdot 10^8 \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
molare Gaskonstante	R	$8,3143 \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$
Boltzmann-Konstante	k	$1,38054 \cdot 10^{-23} \text{J} \cdot \text{K}^{-1}$

Tabelle A.1.: *Einige Naturkonstanten*





A.2. Das Periodensystem der Elemente

Benennung mit Haupt- und Nebengruppen
IUPAC - Elementtable Service bis 1986 verwendet
Von Chemical Abstracts Service bis 1986 verwendet
<http://www.pse-online.de>

Periodensystem der Elemente
<http://www.pse-online.de>

Elementsymbol:
Ic = kein stabiles Isotop bekannt
N = gasförmig
Br = flüssig (bei 20 °C)
Am = fest

Relative Atommasse (in Klammern angegeben)
Künstliches Element
Radioaktivität
Oxidationszahlen (rot/rotgrün)
Schmelzpunkt (°C)
Siedepunkt (°C)
Elektronenkonfiguration (eV)
Elementname
Atomkern

1 1 H 1,00794 Wasserstoff	2 2 He 4,002602 Helium	3 3 Li 6,941 Lithium	4 4 Be 9,012182 Beryllium	5 5 B 10,811 Bor	6 6 C 12,0107 Kohlenstoff	7 7 N 14,00644 Stickstoff	8 8 O 15,999 Sauerstoff	9 9 F 18,9984032 Fluor	10 10 Ne 20,1797 Neon	11 11 Na 22,98976928 Natrium	12 12 Mg 24,304 Magnesium	13 13 Al 26,9815386 Aluminium	14 14 Si 28,0855 Silicium	15 15 P 30,9737615 Phosphor	16 16 S 32,06 Schwefel	17 17 Cl 35,4527 Chlor	18 18 Ar 39,948 Argon	19 19 K 39,0983 Kalium	20 20 Ca 40,078 Calcium	21 21 Sc 44,955912 Scandium	22 22 Ti 47,88 Titan	23 23 V 50,9415 Vanadium	24 24 Cr 51,9961 Chrom	25 25 Mn 54,938044 Mangan	26 26 Fe 55,845 Eisen	27 27 Co 58,9332 Cobalt	28 28 Ni 58,6934 Nickel	29 29 Cu 63,546 Kupfer	30 30 Zn 65,39 Zink	31 31 Ga 69,723 Gallium	32 32 Ge 72,61 Germanium	33 33 As 74,9216 Arsen	34 34 Se 78,96 Selen	35 35 Br 79,904 Brom	36 36 Kr 83,80 Krypton	37 37 Rb 85,4678 Rubidium	38 38 Sr 87,62 Strontium	39 39 Y 88,90615 Yttrium	40 40 Zr 91,224 Zirkon	41 41 Nb 92,90638 Niob	42 42 Mo 95,94 Molybdän	43 43 Tc 98,90625 Technetium	44 44 Ru 101,07 Ruthenium	45 45 Rh 101,073 Rodium	46 46 Pd 106,42 Palladium	47 47 Ag 107,8682 Silber	48 48 Cd 112,411 Cadmium	49 49 In 114,818 Indium	50 50 Sn 118,710 Zinn	51 51 Sb 121,760 Antimon	52 52 Te 127,60 Tellur	53 53 I 126,90447 Jod	54 54 Xe 131,29 Xenon	55 55 Cs 132,90545 Cäsium	56 56 Ba 137,327 Baryum	57-71 Lanthanide Lanthan 138,90549 Cer 140,12 Praseodym 140,90765 Neodym 144,24 Promethium 150,36 Samarium 151,964 Europium 157,25 Gadolinium 158,92534 Terbium 162,50 Dysprosium 164,93032 Holmium 167,26 Erbium 173,04 Thulium 175,04 Ytterbium 176,93 Lutetium	72 72 Hf 178,49 Hafnium	73 73 Ta 180,9479 Tantal	74 74 W 183,84 Wolfram	75 75 Re 186,207 Rhenium	76 76 Os 193,224 Osmium	77 77 Ir 192,222 Iridium	78 78 Pt 195,078 Platin	79 79 Au 196,96655 Gold	80 80 Hg 200,59 Quecksilber	81 81 Tl 204,3833 Thallium	82 82 Pb 207,2 Blei	83 83 Bi 208,98038 Bismut	84 84 Po 209 Polonium	85 85 At 210 Astat	86 86 Rn 222 Radon	87 87 Fr 223 Francium	88 88 Ra 226 Radium	89-103 Actinide 89 Ac 227 Actinium 90 Th 232 Thorium 91 Pa 231 Protactinium 92 U 238,02891 Uran 93 Np 237 Neptunium 94 Pu 244 Plutonium 95 Am 243 Americium 96 Cm 247 Curium 97 Bk 247 Berkelium 98 Cf 251 Californium 99 Es 252 Einsteinium 100 Fm 257 Fermium 101 Md 258 Mendelevium 102 No 259 Nobelium 103 Lr 262 Lawrencium	104 104 Rf 261 Rutherfordium 105 Db 262 Dubnium 106 Sg 266 Seaborgium 107 Bh 264 Bohrium 108 Hs 265 Hassium 109 Mt 268 Meitnerium 110 Ds 271 Darmstadtium 111 Uu 274 Ununennium 112 Uub 285 Ununbium 113 Uut 284 Ununtrium 114 Uuq 289 Ununquadium 115 Uup 288 Ununpentium 116 Uuh 293 Ununhexium 117 Uuhs 294 Ununseptium 118 Uuo 294 Ununoctium
------------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	---------------------------	------------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--	------------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	---------------------------------	------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	-------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	---	----------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	-----------------------------	-----------------------------	--------------------------------	------------------------------	--	--

© 1999-2003 by Lars Roglin
lars@pse-online.de
<http://www.pse-online.de>



Abbildungsverzeichnis

3.1. Bahnen und Übergänge im Bohrschen Atommodell	10
4.1. Lewis- und Valenzelektronenschreibweise einiger Atome	14
4.2. Valenzstrichformel von Wasser	14



Tabellenverzeichnis

1.1. Atomradien in nm einiger Edelgase	4
2.1. SI-Basisgrößen und Basiseinheiten	6
7.1. Unterteilung in verschiedene Basen und Säuren	20
A.1. Einige Naturkonstanten	i

Stichwortverzeichnis

A

Ampholyte	19
Atom	
historischer Begriff	1
Atomare Masseneinheit	3
Atomgewicht	
relatives	3
Atomhülle	2
Atomkern	2
Atommodell	
nach Bohr	7 – 11
nach Dalton	7
nach Prout	1
nach Rutherford	7
nach Thomson	7
Avogadrokonstante	3

B

Base	
konjugierte	19
nach Brönsted	18 ff
nach Lewis	20 f
Basiseinheiten	5
Basisgrößen	5
Bindung	
chemische	15
Ionen	15
Bohrsche Postulate	11
Bohrsches Atommodell	7

C

Chemische Bindung	15
-------------------------	----

E

Edukt	13
Einheiten	6
Elektronenpaare	
Lewis-Formel	14

G

Gesetz der multiplen Proportionen ..	7
--------------------------------------	---

I

Ionen	
Schreibweise	12
Ionenbindung	15
Ionisierungsgrad	12
Isotop	3

K

Korrespondenzprinzip	9
Kreisbahnen	
für Elektronen	9

L

Lewisformel	13
-------------------	----

M

Massenzahl	3
------------------	---



Mol	3
Molekülorbital	15
O	
Ordnungszahl	3
P	
Periodensystem der Elemente	1
Produkte	13
Protolysegleichgewicht	19
Q	
Quantenmechanik	1, 11
Quantentheorie	11
Quantenzahl	
Hauptquantenzahl	10
R	
Reaktionsgleichung	
Schreibweise	13
S	
Säure	
konjugierte	19
nach Brönsted	18 ff
nach Lewis	20 f
SI-Einheitensystem	5
Spektrallinien	8
T	
Titration	22 f
V	
Valenzstrichformel	14