

Atombau und Periodensystem*

Patrick Bucher

15. August 2011

Inhaltsverzeichnis

1 Die chemischen Grundlagen und Daltons Atomhypothese	1
2 Modelle zum Atombau	2
2.1 Die elektrische Ladung	2
2.2 Die Bausteine der Atome	3
3 Das Periodensystem der Elemente	4

1 Die chemischen Grundlagen und Daltons Atomhypothese

- Bei chemischen Vorgängen bleibt die *Gesamtmasse* der Reaktionsteilnehmer gleich. Die Ausgangsstoffe reagieren immer in einem bestimmten *Massenverhältnis*. Atome lösen sich aus ihren Verbänden und fügen sich zu neuen Verbänden zusammen.
- Ein *Molekül* ist ein Teilchen aus mehreren, zu einer Einheit gebundener Atome.
- Ein Element besteht aus einer bestimmten Sorte von Atomen. Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich durch ihre Masse.
- Da bei chemischen Vorgängen die Atome nicht zerstört, sondern nur umgruppiert werden, bleibt die Masse konstant.
- Daltons Atomhypothese:
 - Atome sind die kleinsten Bausteine der Elemente. Sie sind unzerstörbar und nicht veränderlich.
 - Atome des gleichen Elementes sind gleichartig.
 - Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihrer Masse.

* AKAD-Reihe CH 102, ISBN: 3-7155-1888-X

- Bei chemischen Vorgängen werden Atomverbände getrennt und neu gebildet.
- Atome bleiben bei chemischen Vorgängen erhalten. Somit bleibt auch die Masse der Reaktionsteilnehmer konstant.
- Atome verbinden sich in einem bestimmten Zahlenverhältnis. Darum reagieren Elemente in einem bestimmten Massenverhältnis miteinander.
- *Verbindungen* haben eine konstante Zusammensetzung. Je nach Bedingungen können zwei Elemente verschiedene binäre Bindungen eingehen. Diese unterscheiden sich im Zahlenverhältnis der Atome und somit auch im Massenverhältnis der Elemente.
- Die *Formel* einer Verbindung besteht aus den Symbolen der gebundenen Elemente und dem Atomzahlenverhältnis (tiefgestellter Index). Der Index bezieht sich jeweils auf das Symbol, hinter dem er angegeben ist. Der Index 1 wird nicht angegeben. Beispiele:
 - SO_3 (1 Schwefel, 3 Sauerstoff)
 - P_2O_5 (2 Phosphor, 5 Sauerstoff)
 - H_2SO_4 (2 Wasserstoff, 1 Schwefel, 4 Sauerstoff)
- Die *Atommasse* (m_A) wird in der atomaren Masseinheit u (für «Unit») angegeben. Sie ist definiert als $1/12$ der Masse eines Kohlenstoffatoms und beträgt $1g/(6.02 \times 10^{23})$. Ein Gramm beträgt somit $6.02 \times 10^{23}u$. Die Zahl 6.02×10^{23} bezeichnet man als *Avogadro-Zahl*. Die Stoffmenge wird in der Chemie in der Einheit *mol* angegeben. $1mol$ beträgt 6.02×10^{23} Teilchen.
- Die *Molekülmasse* ist die Summe der Massen sämtlicher Atome eines Moleküls.

2 Modelle zum Atombau

2.1 Die elektrische Ladung

- Körper können *elektrisch* positiv oder negativ *geladen* sein. Körper gleichartiger Ladungen stossen sich ab, Körper ungleichartiger Ladungen ziehen sich an. Die Ladung hat neben dem Vorzeichen (+, –) auch einen Betrag, der in Coulomb (C) angegeben wird. Ladungen sind bei einer Berührung übertragbar: Positive und negative Ladungen gleicher Grösse heben sich gegenseitig auf.
- Ein geladener Körper ist von einem *elektrischem Feld* umgeben. Die elektrische bzw. elektrostatische Kraft wird als Coulomb-Kraft (F) bezeichnet. Sie errechnet sich aus den Ladungsmengen der beteiligten Körper (Q_1 und Q_2), dem Abstand der beiden geladenen Körper (r) und dem Material (materialspezifische Konstante k):

$$F = \frac{k \times Q_1 \times Q_2}{r^2}$$

- Die *Elementarladung* bezeichnet die kleinstmögliche Ladungsmenge. Sie beträgt $1.602 \times 10^{-19}C$.

- *Elektrischer Strom* beschreibt die Wanderung von Ladungen. Strom «fließt» nur in Leitern (nicht in Isolatoren), wenn eine Spannung (ein Potenzial) vorhanden ist. Strom- bzw. Spannungsquellen sind Anordnungen, die elektrischen Strom liefern.

2.2 Die Bausteine der Atome

- Atome bestehen aus drei verschiedenen *Elementarteilchen*:
 1. *Elektronen* (e^-) haben eine Masse von ca. $1/2000u$ und eine Ladung von -1 (eine negative Elementarladung).
 2. *Protonen* (p^+) haben eine Masse von ca. $1u$ und eine Ladung von $+1$ (eine positive Elementarladung).
 3. *Neutronen* (n) haben eine Masse von ca. $1u$ und sind elektrisch neutral.
- Atommodell von *Rutherford*: Atome bestehen aus einem *Kern* und einer *Hülle*.
 - Der Kern enthält die positiv geladenen Protonen und die elektrisch neutralen Neutronen. Protonen und Neutronen bezeichnet man als *Nukleonen* (Nukleus = Kern). Die Ladung eines Kerns entspricht der Anzahl seiner Protonen. Im Kern konzentriert sich praktisch die ganze Masse des Atoms. Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich durch ihre Protonenzahl. Die Protonenzahl wird darum auch als *Ordnungszahl* bezeichnet. Der Kern wird durch die starke *Kernkraft* zusammengehalten. Diese ist unabhängig von der Teilchenladung und wirkt vor allem zwischen direkt benachbarten Nukleonen.
 - Die Hülle besteht aus den negativ geladenen Elektronen, die sich mit hoher Geschwindigkeit auf kreisförmigen Bahnen um den Kern bewegen.
 - Die Anzahl der Protonen im Kern und der Elektronen in der Hülle sind identisch. Das Atom ist somit gegen aussen elektrisch neutral.
 - Atome mit gleicher Protonen-, jedoch unterschiedlicher Neutronenzahl werden als *Isotope* bezeichnet. Isotope können sich in der Masse, nicht aber in ihren chemischen Eigenschaften unterscheiden.
 - Ein *Nuklid* ist eine Atomsorte. Nuklide werden mit der Nukleonenzahl (Anzahl Protonen + Anzahl Neutronen), der Protonenzahl (Ordnungszahl) und dem Elementsymbol bezeichnet:

$$\overset{\text{Nukleonenzahl}}{\underset{\text{Protonenzahl}}{}} \text{Elementsymbol}$$

Beispiel: ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ steht für Eisen-56. Der Kern verfügt über 26 Protonen und 30 Neutronen ($56 - 26 = 30$).
 - *Reinelemente* bestehen aus einer einzigen Nuklidsorte. *Mischelemente* sind Elemente mit mehreren isotopen Nuklidsorten. Bei Mischelementen wird die Atommasse als Mittelwert angegeben (entsprechend der Häufigkeit ihres Auftretens in der Natur).

- *Radioaktive* Elemente sind instabil. Atome radioaktiver Elemente wandeln sich spontan in andere Elemente um und setzen dabei Strahlung frei. Aus radioaktiven Stoffen können folgende Strahlungen resultieren:
 - α -Strahlung: Teilchen mit 2 Protonen und 2 Neutronen (entspricht Heliumkern)
 - β -Strahlung: Elektronen
 - γ -Strahlung: energiereiche, elektromagnetische Strahlung
- *Ionen* sind geladene Teilchen bzw. Atome, die gegen aussen nicht elektrisch neutral sind. Fügt man einem Atom ein Elektron hinzu, entsteht ein negativ geladenes Ion. Entfernt man ein Elektron aus der Atomhülle, ergibt sich ein positiv geladenes Ion. Die Ladung eines Atoms wird rechts oben des Elementsymbols mit Vorzeichen und Betrag bezeichnet (der Betrag 1 wird nicht geschrieben). Beispiele: Fe^{3+} , Ca^{2-} , F^{-}
- Die Energie, die benötigt wird, um das n-te Elektron von einem Atom/Ion abzuspalten, bezeichnet man als n-te *Ionisierungsenergie*. Je energiereicher ein Elektron ist, desto geringer ist der Betrag der aufzuwendenden Ionisierungsenergie, um das Elektron aus der Atomhülle zu entfernen. Die Ionisierungsenergie nimmt mit jedem abgespaltenem Atom zu, weil der elektrisch stets gleich stark positiv geladene Kern immer weniger negativ geladene Elektronen anziehen muss.
 - Die Ionisierungsenergie nimmt nicht stetig, sondern teilweise sprunghaft zu. Der Grund dafür ist, dass die Elektronen auf maximal sieben Energiestufen (bzw. Elektronenschalen) angeordnet sind (*Elektronenkonfiguration*).
 - Die Elektronenschalen werden von innen nach aussen mit den Grossbuchstaben *K* bis *Q* bezeichnet. Die energieärmsten Atome befinden sich auf der *K*-Schale. Ihre Abspaltung erfordert eine sehr hohe Ionisierungsenergie.
 - Eine Elektronenschale kann maximal $2 \times n^2$ Elektronen aufnehmen, wobei *n* für die Nummer der Elektronenschale steht ($K = 1, Q = 7$).
 - Die Schalen werden von innen nach aussen besetzt. Verfügt eine Schale (z.B. *M*) über 8 Elektronen, wird die nächstäussere Schale (*N*) zuerst mit 2 Elektronen besetzt, bevor die *M*-Schale komplett aufgefüllt wird. Dadurch befinden sich auf der äussersten Schale nie mehr als 8 Elektronen. Elektronen auf der äussersten Schale werden als *Valenzelektronen* bezeichnet und bestimmen das chemische Verhalten eines Atoms. Die *N*-Schale muss gar mit 18 Elektronen befüllt sein, bevor die *O*-Schale mehr als 2 Elektronen aufnehmen kann. (Achtung: Diese Regeln gelten nur bei Hauptgruppenelementen und haben viele Ausnahmen.)

3 Das Periodensystem der Elemente

- Die beiden Chemiker Dimitri Mendelejew (1834-1907) und Julius Lothar Meyer (1830-1895) entdeckten (unabhängig voneinander) das Gesetz der Periodizität: Ordnet man Elemente nach steigender Atommasse, treten chemisch ähnliche Elemente in bestimmten Abständen auf.

- Im *Periodensystem der Elemente* (PSE) sind die Elemente nach steigender Protonenzahl geordnet. Elemente mit der gleichen Anzahl Valenzelektronen (VE) haben ähnliche chemische Eigenschaften und sind im PSE in Gruppen untereinander angeordnet. Die Anzahl der VE entspricht der Gruppennummer ($1 \leq n \leq 8$).
- Ein Atom ohne VE wird als *Atomrumpf* bezeichnet. Die *Rumpfladung* ist immer positiv, ihr Betrag entspricht der Anzahl der ursprünglich vorhandenen VE.
- Innerhalb einer *Periode* haben die Atome der Elemente die gleiche Schalenzahl. Sie unterscheiden sich in der Anzahl der VE und sind somit chemisch nicht miteinander verwandt. Jede vollständige Periode beginnt mit einem Alkalimetall (Gruppe *I*) und endet mit einem Halogen (Gruppe *VII*) und einem Edelgas (Gruppe *VIII*). Es gibt 8 Haupt- und 10-24 Nebengruppen.
- Die Übergangsmetalle bilden die Nebengruppen. Sie werden in den Perioden 4-7 zwischen der 2. und 3. Hauptgruppe aufgelistet. Sie verfügen (mit wenigen Ausnahmen) über 2 Elektronen auf der Valenzschale. Bei Übergangsmetallen werden die inneren Schalen aufgefüllt.
- Physikalische Eigenschaften wie Härte und Schmelztemperatur sind abhängig von der Stärke der Kräfte, welche die Teilchen im Gitter binden. Diese *Gitterkräfte* sind bei Metallverbindungen stärker als bei Molekülen aus Nichtmetallen. Aus diesem Grund haben die meisten Metalle höhere Schmelztemperaturen und Härten als Nichtmetalle.
- Reagiert ein Nichtmetall mit einem Metall, entsteht daraus ein *Salz*. Das Metallatom gibt sein(e) Valenzelektron(en) an das Nichtmetall-Atom ab. Dadurch wird das Metall-Atom ein positiv, das Nichtmetall-Atom ein negativ geladenes Ion.
- Im PSE nimmt die Ionisierungsenergie von links nach rechts aufgrund der höher werdenden Rumpfladung zu. Metall-Atome, die eher eine geringe Rumpfladung haben, geben ihre VE leichter ab als Nichtmetall-Atome.
- *Halbmetalle* stehen im PSE (und ihren Eigenschaften) an der Grenze zwischen Metallen und Nichtmetallen. Der «Metallcharakter» eines Elements nimmt mit aufsteigender Periode und absteigender Gruppe im PSE zu. Es gilt: je metallischer ein Atom, desto geringer die Anziehung der VE (höhere Perioden) oder desto geringer die Rumpfladung und die Ionisierungsenergie (tiefere Gruppen). Darum befinden sich Nichtmetalle eher oben-rechts im PSE.