



Aufbau der Materie und Molbegriff

Skript zum Workshop Chemie für die Jahrgangsstufen 9 und 10

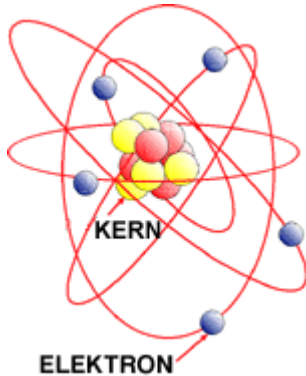
Erstellt von: Michael Müller

Erstellungsdatum: 23.01.2004

e-mail: michael.mueller@rwth-aachen.de

1.0 Das Atommodell (nach Niels Bohr)

Der dänische Physiker **Niels Bohr** fasste 1913 die Erkenntnisse seiner Zeit zu einem neuen Atommodell zusammen, das man heute ihm zu Ehren **Bohrsche Atommodell** nennt. Die klassische **Newtonsche Mechanik** konnte die neuen Entdeckungen um die atomaren Teilchen in Zusammenhang mit Licht nicht erklären. Danach müsste ein um den **positiv geladenen Kern** sich beschleunigt bewegendes, **negativ geladenes Elektron** Licht emittieren, also Energie verlieren und allmählich in den Kern stürzen. (**Gesetze der Elektrodynamik**)



Bohr formuliert deshalb **neue Gesetze**, die den zunächst widersprüchlichen Eigenschaften der Atome gerecht wurden. Damit konnte zunächst das Wasserstoffatom erklärt und die Spektren von H berechnet werden.

Bohrsche Postulate:

- 1 Elektronen bewegen sich auf **bestimmten Kreisbahnen**, die einem bestimmten Energieniveau entsprechen. Solange sie sich auf einer Bahn bewegen, bleibt ihre Energie konstant. Ansonsten gelten die Gesetze der klassischen Mechanik (z.B. Anziehung durch den Kern)
- 2 Die Bewegungsenergie der Elektronen und die elektrostatische Wechselwirkung mit dem Kern kompensieren sich (heben sich gegenseitig auf).

Man könnte ein Atom nach Bohr auch mit einem Planetensystem vergleichen, bei dem die Elektronen *-wie die Planeten um die Sonne-* um den Kern kreisen. Die einzelnen Bahnen (früher Schalen) werden mit $n=1, 2, 3$ usw. bezeichnet und Hauptquantenzahlen genannt.

2.0 Atommasse, Stoffmenge, Avogadro & Co

Chemie ist die Wissenschaft der Stoffe und ihren Umwandlungen. Um jedoch quantitative Aussagen über den Verlauf einer chemischen Reaktion machen zu können muss man sie in Zahlen beschreiben können.

Eine wichtige Einheit ist die Atommasse. Diese ist wichtig um etwas über die Verhältnisse der Stoffportionen bei einer chemischen Reaktion aussagen zu können. Hierbei bezieht man sich wiederum auf das **Kohlenstoff-Isotop C-12**. Die eingeführte Einheit wird mit u (**Atommasseneinheit**) abgekürzt.

$1u = 0,000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 001\ 660\ 565\ 5g = 1,6605655 \cdot 10^{-24}g$
 $1u =$ entspricht $1/12$ der Masse von einem C-12-Atom

Die Atommassen im Periodensystem sind alle am C-12-Isotop orientiert. So hat beispielsweise Wasserstoff $1/12$ der Atommasse des Kohlenstoffs oder Sauerstoff besitzt die Atommasse $15,9994u$. Nimmt man nun $12g$ Kohlenstoff oder $15,9994g$ Sauerstoff so besitzen diese Mengen die gleiche Anzahl von Atomen. Diese Anzahl an Atome bezeichnet der Chemiker als 1 Mol. Die Anzahl der Atome eines Mols kann mit Hilfe eines Dreisatz bestimmt werden und wird als *Avogadrozahl* bezeichnet. Man nennt diese Stoffgröße **Stoffmenge** und kürzt sie mit **n** ab.

Avogadro-Konstante oder Loschmidt'sche Zahl

Da es sehr aufwändig wäre wenn man die Mengenverhältnisse in Atomzahlen angeben würde führte *Avogadro* die Avogadro-Zahl (oder auch *Loschmidt'sche Zahl*) ein. Er bezog sich dabei auf genau $12g$ Kohlenstoff. Demnach enthalten $12,0g$ Kohlenstoff (des C-12-Kohlenstoff-Isotops) **$6,022 \cdot 10^{23}$ Atome** (der Wert ist gerundet).

Wenn ein Chemiker die Masse eines Mols für eine chemische Verbindung herausfinden will, addiert er die Atommassen der einzelnen Atome des Moleküls. Für die Verbindung Wasser (H_2O) würde der Chemiker folgendes rechnen:

$$2 \cdot u(H) + u(O) = 2 \cdot 1,00794g + 15,9994g = 18,01528g \text{ wiegt } 1 \text{ Mol Wasser}$$

Für diese Masse hat man den Begriff molare Masse eingeführt, welcher angibt wie viel eine chemische Verbindung pro Mol wiegt. Die Einheit ist daher g/mol . Der Zusammenhang zwischen molarer Masse, Masse und Stoffmenge stellt die folgende

$$M \text{ [g/mol]} = \frac{m \text{ [g]}}{n \text{ [mol]}}$$

M: molare Masse **n:** Stoffmenge
m: Masse

Formel her:

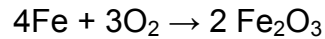
3.0 Die Grundgesetze der Chemie

3.1 Gesetz der Erhaltung der Masse

Bei jeder Reaktion die man durch führt stellt man fest, dass die Masse aller Edukte gleich der Masse aller Produkte ist. Daraus leitet sich das Massenerhaltungsgesetz ab:

Bei jeder chemischen Reaktion bleibt die Gesamtmasse der Reaktionspartner erhalten.

Verbrennt man beispielsweise Eisenwolle an der Luft und wiegt, sie vor und nach dem Versuch, so stellt man fest, dass es einen Massenzuwachs gegeben hat, welcher laut des oben genannten Gesetzes nicht auftreten kann. Bei diesem Versuch wird jedoch durch das Wiegen der Eisenwolle nur ein Teil der Eduktmasse berücksichtigt. Man vernachlässigt dabei den Sauerstoffanteil der Reaktion:



Wenn man also korrekt alle beteiligten Massen berücksichtigen möchte, so muss man den Versuch in einem Reagenzglas durchführen. Man wird dabei feststellen, dass das Reagenzglas vor dem Versuch genauso viel wie nach dem Versuch.

3.2 Gesetz der konstanten Massenverhältnisse

Der französische Chemiker Joseph Louis Proust (1754-1826) formulierte als erster das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse:



Gesetz der konstanten Massenverhältnisse:

In einer chemischen Verbindung sind die Atome stets in einem bestimmten Massenverhältnis enthalten. Bei einer chemischen Reaktion reagieren die beteiligten Stoffe stets in typischen, konstanten Massenverhältnissen.

Joseph Louis Proust

3.3 Volumengesetz von Gay-Lussac:

Der französische Physiker und Chemiker Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) formulierte das Volumengesetz:



Volumengesetz von Gay-Lussac:

Gase reagieren stets in Volumenverhältnissen kleiner ganzer Zahlen, z.B.:

H₂ und Chlor im Verhältnis 1:1

H₂ und Sauerstoff im Verhältnis 2:1

H₂ und Stickstoff im Verhältnis 3:1

3.4 Avogadro-Gesetz

Der Italiener Amedeo Avogadro (1776-1856) stellte auf der Grundlage dieser Erkenntnisse folgende Hypothese auf:



Satz des Avogadro:

In einem bestimmten Gasvolumen sind bei gleichen äußeren Bedingungen (Druck, Temperatur) immer gleich viele zählbare Einheiten (Teilchen) enthalten, unabhängig um welches Gas es sich handelt.

Amedeo Avogadro

Diese auch als Satz des Avogadro bekannte Aussage besagt, dass z.B. in einem Liter Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff oder Wasserdampf gleich viele Wasserstoff-, Stickstoff-, Sauerstoff- oder Wasser-Moleküle enthalten sind.

4.0 Was ist eine chemische Reaktion?

Die wohl einfachste und nicht ganz richtige Definition für die Oxidation ist:

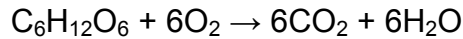
Eine Oxidation ist eine Reaktion bei der Sauerstoff verbraucht wird.

Diese Definition ist nur zum Teil richtig. Mit dieser Definition ist es zwar möglich klassische Oxidationen zu erklären. So kann sie beispielsweise die Reaktion von Sauerstoff mit Eisen erklären. Um die einfache Definition der Oxidation zu erläutern wird im folgenden ein Lehrversuch beschrieben um die Oxidation von Eisen zu beweisen. Erhitzt man ein Stück Eisenwolle an der Luft, so glüht es und wird schwarz. Bestimmt man nun vor und nach dem Versuch das Gewicht, so stellt man fest, dass das Gewicht der Eisenwolle zugenommen hat. Es muss also eine Reaktion mit dem in der Luft enthaltenen Sauerstoff reagiert haben. Tatsächlich erhält man bei der Verbrennung von Eisen Eisenoxid (FeO , Fe_2O_3 bzw. Fe_3O_4 ; je nach Versuchsbedingungen). Alle anderen Metalle lassen sich ebenso wie Eisen an der Luft durch Erhitzen oxidieren. Mit der oben genannten Definition lassen sich also derartige Reaktionen erklären und verstehen.

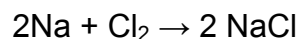
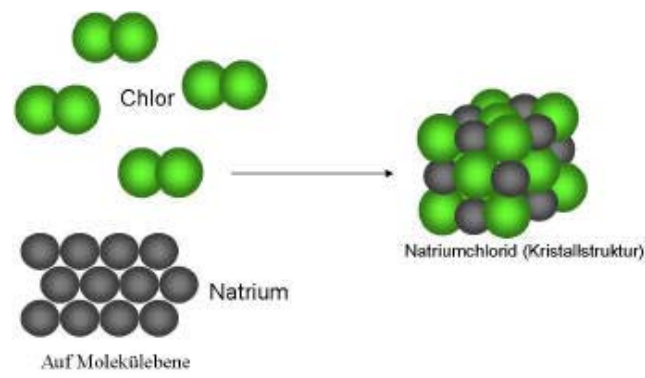
Ein weiteres wichtiges Beispiel für die Oxidation im klassischen Sinne ist der Antrieb von Space Shuttles und Raketen. Space Shuttles enthalten in ihren Tanks flüssigen Sauerstoff und Wasserstoff. Bei der Verbrennung eines 1:2- Gemisch von Sauerstoff und Wasserstoff entsteht ein großer Energiebetrag, welcher als Schubenergie umgesetzt wird. Als Reaktionsprodukt entsteht Wasser und somit ist diese Form des Antriebs auch für die Umwelt bedenkenlos einsetzbar.



Ein weiteres Beispiel für die klassische Oxidation ist die Energiegewinnung im menschlichen Körper. Dazu werden mit der Nahrung Kohlenhydrate aufgenommen, welche im Körper zu wasserlöslicher Glucose umgesetzt werden. In den Muskeln und im Gehirn wird die Glucose dann unter Wärmeabstrahlung verbrannt. Als Produkte erhält man Wasser und CO_2 :



Die klassische Definition der Oxidation stößt aber auch an ihre Grenzen. Sieht man sich beispielsweise die stark exotherme Reaktion von Natrium mit Chlor an, so kann die bisherige Definition der Oxidation diesen Vorgang nicht erklären:



Um derartige Reaktionen erklären zu können muss ein allgemeinerer Begriff der Oxidation eingeführt werden:

Eine Oxidation ist eine Reaktion bei der Elektronen abgegeben werden.

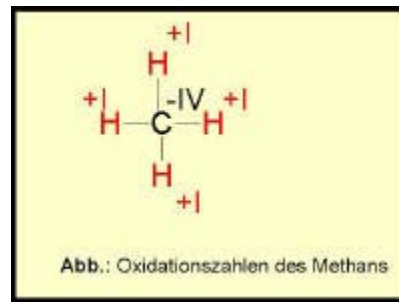
Da Elektronen nicht einfach verschwinden können muss mit jeder Oxidation eine Reduktion verbunden sein, also einer Aufnahme von Elektronen.

Eine Reduktion ist eine Reaktion bei der Elektronen aufgenommen werden.

Man nennt somit Reaktionen wie die oben beschriebene Redoxreaktionen. In diesem Beispiel wird ein Elektron des Natriumatoms auf das Sauerstoffatom übertragen. Die Richtung der Elektronenübertragung ist dabei abhängig von der Elektronegativität der jeweiligen Elemente. Elemente mit hohen Elektronegativitätswerte werden die Elektronen eher aufnehmen und Elemente mit niedrigen Werten für die Elektronegativität geben Elektronen leicht ab.

Bei ionischen Verbindungen ist es leicht festzustellen welches Atom ein Atom aufgenommen hat und welches eins aufgenommen hat. Das negative geladene Teilchen hat das Elektron des positiv geladenen Ions aufgenommen. Bei polaren und unpolaren Verbindungen ist dies nicht so leicht zu sehen. Um dennoch Aussagen über die fiktiven Elektronenübertragungen machen zu können hat man die Oxidationszahlen eingeführt. Demnach werden die Elektronen einer Bindung immer formal dem elektronegativeren Element zugeordnet.

Beispiel:



5.0 Das Periodensystem der Elemente

5.1 Historisches

Das Periodensystem der Elemente ist so konzipiert, dass Elemente mit ähnlichen physikalischen und chemischen Eigenschaften nahe beieinander liegen. Die Gemeinsamkeiten ergeben sich aufgrund der ähnlichen Elektronenkonfigurationen, wobei die Hauptgruppenzahl die Anzahl der Valenzelektronen widerspiegelt. Beispiele für die chemische und physikalische Verwandtschaft sind die erste Hauptgruppe, die so genannten Alkalimetalle, die zweite Hauptgruppe (Erdalkalimetalle), die Chalkogene (Hauptgruppe 6) und die Halogene (7. Hauptgruppe).

Es stellt sich jedoch dabei die Frage wie man zu dieser speziellen Anordnung der Elemente gekommen ist. Schon zu Anfang des 19. Jahrhunderts gab es erste Versuche die Elemente nach ihren Eigenschaften zu ordnen. Johann W. Döbereiner entschied sich zwischen 1817 und 1829 für eine Triaden-Schreibweise. Diese Form der Anordnung spiegelt sich noch heute im PSE wieder. Beispielweise ordnete Döbereiner Chlor - Brom - Iod einer Triade zu, ebenso stellte er Calcium - Strontium - Barium sowie Lithium - Natrium - Kalium zu jeweils einer Triade zusammen.

Mehr als 30 Jahre später (1864) postulierte der britische Chemiker John A. R. Newlands das Gesetz der Oktaven, demnach wurden die Elemente nach ihrer Atommasse sortiert. Dabei fiel ihm auf, dass nach 7 Elementen wieder ein Element folgt welches mit seinen chemischen und physikalischen dem ersten ähnelt. Nur 5 Jahre später leitete der russische Forscher Dimitrij I. Mendelejew sowie der deutsche Wissenschaftler Lothar Meyer (unabhängig voneinander) aus den Erkenntnissen Newlands das Periodensystem der Elemente her. Diese Anordnung der Elemente hatte schon große Ähnlichkeit mit dem heute bekannten PSE. Allerdings blieben einige Lücken offen, da noch nicht alle Elemente bekannt waren. Jedoch war Mendelejew in der Lage die chemischen und physikalischen Eigenschaften der fehlenden Elemente vorauszusagen (Beispiele dafür sind Germanium und Scandium).

Jedoch erkannte Mendelejew dass die Anordnung nach dem Oktaven-Gesetz nicht immer zutraf. Er behauptete, dass eine andere Größe für die Periodizität

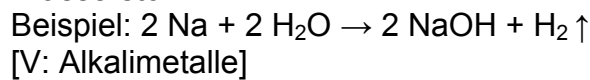
verantwortlich sein muss. Diese Größe sollte direkt von der Ordnungszahl des Elements abgängen.

Henry G. J. Moseley löste das Problem. Er untersuchte Aluminium(13) und Gold(79) im Röntgenspektrum und stellte fest, dass für bestimmte Linien im Spektrum eine lineare Beziehung zur zugehörigen Frequenz und der Ordnungszahl gab. Somit konnte er belegen, dass die Elemente eine andere Reihenfolge haben mussten als die Atommassen vorgeben. Außerdem konnte er zeigen, dass dem Element Lanthan noch 14 weitere Elemente folgen müssen. Nach diesen Erkenntnissen wurde das PSE geändert wobei die chemischen und physikalischen Eigenschaften der Elemente eine Funktion der Ordnungszahl sind.

5.2 Die Gruppen des Periodensystems

I. Erste Hauptgruppe: Die Alkalimetalle (Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cäsium und Francium)

Die Elemente der ersten Hauptgruppe mit Ausnahme des Wasserstoffs bilden die Gruppe der Alkalimetalle. Die Bezeichnung leitet sich vom arabischen „al kali“, womit das Kaliumcarbonat gemeint ist welches sich in der Asche von Pflanzen ableitet. Für Metalle sind sie ungewöhnlich weich und lassen sich sogar mit einem Messer schneiden. Die Alkalimetalle zeichnen sich besonders durch ihre enorme Reaktivität aus. Dabei ist zu beobachten, dass die Reaktivität der Elemente in der 1. Hauptgruppe von oben nach unten zunimmt. Bei der Reaktion mit Wasser sind die Alkalimetalle in der Lage den Wasserstoff zu reduzieren. Dabei entsteht ihr entsprechendes Hydroxid und Wasserstoff:



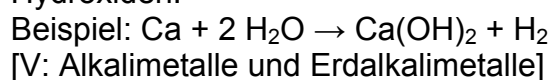
Alle Alkalimetalle reagieren an der Luft sofort mit dem Luftsauerstoff und bilden einen grau/schwarzen Überzug. Die hohe Reaktionsfähigkeit (sie sind starke Reduktionsmittel) der Alkalimetalle lässt sich mit ihrer Elektronenkonfiguration deuten. Sie besitzen jeweils nur ein einziges Valenzelektron in ihrer äußersten Elektronenschale. Dies lässt sich leicht abspalten, da die Metalle nur eine sehr geringe Elektronegativität besitzen. Außerdem ist nur wenig Ionisierungsenergie für diesen Vorgang nötig. Gefördert wird die Abgabe des einzigen Valenzelektron auch durch die hohe Hydratationsenergie der Alkalimetalle.

Zusammen mit Wasserstoff bilden die Alkalimetalle sogenannte Hydride, in welchen der Wasserstoff eine negative Oxidationszahl besitzt.

Eine

II. Zweite Hauptgruppe: Die Erdalkalimetalle (Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium und Radium)

Die Erdalkalimetalle verhalten sich ähnlich wie die Alkalimetalle. Sie reagieren mit Ausnahme des Beryllium mit Wasser zu Wasserstoff und ihren entsprechenden Hydroxiden.



Analog zu den Alkalimetallen geben auch die Erdalkalimetalle gerne Elektronen ab, das heißt sie besitzen eine geringe Elektronegativität und eine geringe Ionisierungsenergie. Generell geben sie 2 Valenzelektronen ab um die stabilere Edelgaskonfiguration zu erreichen. Aus diesem Grunde tauchen sie in Verbindungen

auch meist mit der Oxidationszahl +2 auf. Zusammen mit Wasserstoff bilden sie Hydride in denen der Wasserstoff eine negative Oxidationszahl erhält.

III. Sechste Hauptgruppe: Die Chalkogene (Sauerstoff, Schwefel, Selen, Tellur, Polonium und Ununhexium)

Die sechste Hauptgruppe wird von den so genannten Chalkogenen gebildet. Der Name leitet sich vom griechischen ab und bedeutet „Erzbildner“. Der Name weist darauf hin, dass die Elemente der 6. Hauptgruppe häufig in Erzen auftauchen. Sie besitzen eine hohe Elektronegativität. Der Sauerstoff besitzt sogar nach Fluor die zweithöchste Elektronegativität. Zum Erreichen ihrer Edelgaskonfiguration nehmen sie zwei Elektronen auf und tragen daher meist die Oxidationszahlen -2 (Ausnahme ist beispielsweise das Wasserstoffperoxid).

IV. Siebte Hauptgruppe: Die Halogene (Fluor, Chlor, Brom, Iod und Astat)

Die siebte Hauptgruppe des Periodensystems wird von den Halogenen gebildet. Ihr Name leitet sich aus dem griechischen ab und bedeutet „Salzbildner“. Sie bilden als Elemente dimere Moleküle aus der Form X_2 . Besonders auffallend ist ihr stechender chloriger Geruch. Sie besitzen eine hohe Reaktivität in Verbindung mit Metallen, wobei sie die entsprechenden Salze bilden. Die Halogene besitzen 7 Valenzelektronen und nehmen zum Erreichen ihrer Edelgaskonfiguration ein Elektron auf. Sie erhalten daher meist die Oxidationszahl -1. Zusammen mit Wasser bilden Halogene Sauerstoffsäuren mit Wasserstoff bilden sie Gase der Form HX, welche in Wasser eingeleitet starke Säuren darstellen.

V. Achte Hauptgruppe: Die Edelgase (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon Radon und Ununoctium)

Die achte Hauptgruppe des PSE wird von den Edelgasen gestellt. Sie sind gasförmige nicht Metalle die besonders reaktionsträge sind, da sie schon Edelgaskonfiguration besitzen. Um Elektronen aus der äußersten Elektronenschale zu entfernen muss eine enorm große Ionisierungsenergie aufgewendet, sodass Edelgasverbindungen nur sehr selten sind.