

Anorganische Chemie für Schüler

C. Ziegler und H. Hoffmeister

[Wikibooks.org](https://de.wikibooks.org/)

22. Juni 2012

On the 28th of April 2012 the contents of the English as well as German Wikibooks and Wikipedia projects were licensed under Creative Commons Attribution-ShareAlike 3.0 Unported license. An URI to this license is given in the list of figures on page 459. If this document is a derived work from the contents of one of these projects and the content was still licensed by the project under this license at the time of derivation this document has to be licensed under the same, a similar or a compatible license, as stated in section 4b of the license. The list of contributors is included in chapter Contributors on page 455. The licenses GPL, LGPL and GFDL are included in chapter Licenses on page 469, since this book and/or parts of it may or may not be licensed under one or more of these licenses, and thus require inclusion of these licenses. The licenses of the figures are given in the list of figures on page 459. This PDF was generated by the \LaTeX typesetting software. The \LaTeX source code is included as an attachment (`source.7z.txt`) in this PDF file. To extract the source from the PDF file, we recommend the use of <http://www.pdflabs.com/tools/pdftk-the-pdf-toolkit/utility> or clicking the paper clip attachment symbol on the lower left of your PDF Viewer, selecting `Save Attachment`. After extracting it from the PDF file you have to rename it to `source.7z`. To uncompress the resulting archive we recommend the use of <http://www.7-zip.org/>. The \LaTeX source itself was generated by a program written by Dirk Hünninger, which is freely available under an open source license from http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer:Dirk_Huenniger/wb2pdf. This distribution also contains a configured version of the `pdflatex` compiler with all necessary packages and fonts needed to compile the \LaTeX source included in this PDF file.

Inhaltsverzeichnis

1	Erste Grundlagen	3
1.1	Wesentliche Eigenschaften von Stoffen	4
1.2	Gold und Silber	5
2	Einteilung chemischer Reaktionen	15
2.1	Die Vereinigung	15
2.2	Vereinigung von Kupfer mit Schwefel	18
2.3	Zersetzung von Wasser	19
2.4	Die Zersetzung von Quecksilberoxid	21
2.5	Die Zersetzung von Silbersulfid	24
2.6	Berzelius neue „Geheimschrift“	25
2.7	Zusammenfassung: Gemisch - Reinstoff - Element - Verbindungen	28
2.8	Aufgaben	29
2.9	Karteikarten erstellen	29
2.10	Wiederholungsfragen Kapitel 2	30
3	Erforschen des Verbrennungsvorgangs	31
3.1	Erforschung des Verbrennungsvorgangs: Vereinigung oder Zersetzung?	31
3.2	Verbrennung von Stahlwolle auf einer Balkenwaage	31
3.3	Erforschung des Verbrennungsvorgangs: Ist Luft ein Element?	32
3.4	Die Zusammensetzung der Luft	33
3.5	Informationen zum Sauerstoff	34
3.6	Der Sauerstoff	36
3.7	Was brennt bei der Kerze?	39
3.8	Erforschung des Verbrennungsvorgangs II: Die Produkte der Verbrennung I	40
3.9	Übung zur Entzündungstemperatur	46
3.10	Verschiedene Formen der Oxidation	48
3.11	Gesetz von der Erhaltung der Masse und der Energie	51
3.12	Energieerhaltung bei chemischen Reaktionen	52
3.13	Hier sind einige Aufgaben zur Überprüfung Deines Wissens	53
4	Säuren und Laugen	55
4.1	Säuren und Laugen	55
4.2	Reaktionen der Oxide mit Wasser I - Säurebildung in zwei Schritten	59
4.3	Reaktionen der Oxide mit Wasser II - in zwei Schritten	60
4.4	Der pH-Wert	61
4.5	Säuren greifen unedle Metalle an	63
4.6	Säurestärke	65
4.7	Neutralisation	66
4.8	Quantitative Neutralisation	67

4.9	Rotkohl, der Indikator aus der Küche	69
4.10	Die Neutralisation ist eine exotherme Reaktion	69
4.11	Wiederholungsfragen	70
5	Wasser, Lösungen und die Teilchentheorie	73
5.1	Stoffe bestehen aus winzigen Teilchen, die „Atome“ genannt werden	73
5.2	Lösen von Stoffen	73
5.3	Sieden	75
5.4	Vorgänge beim Erhitzen von Wasser	76
5.5	Lösen von Salzen in Wasser	78
5.6	Unterkühlte Salzlösung	79
5.7	Übung: Eigenschaften von Lösungsmitteln	81
5.8	Wasser	83
5.9	Wasserverbrauch	86
5.10	Übung: Trennungen	87
5.11	Übung: Trennen eines Sand/ Salz Gemisches	88
5.12	Extraktion von Erdnussöl aus Erdnüssen	89
5.13	Die Kläranlage	89
6	Dalton's Atomhypothese	93
6.1	Wasserstoff	94
6.2	Wiederholungsaufgaben	96
7	Gesetzmäßigkeiten chemischer Reaktionen	99
7.1	Gesetze von der Erhaltung der Masse und der Energie	99
7.2	Energieerhaltung	100
7.3	Energieerhaltung bei chemischen Reaktionen	100
7.4	Gesetz der konstanten Massenverhältnisse	101
7.5	Aufgaben zum Rechnen mit Massenverhältnissen	102
7.6	Gesetz der konstanten Massenverhältnisse	103
7.7	Zerlegbarkeit von Stoffen	104
7.8	Daltons Atomhypothese	104
7.9	Dalton bestimmte das Atomgewicht durch Vergleich von Atommassen	106
7.10	Erklärung des Gesetzes der konstanten Massenverhältnisse	107
7.11	Gesetz der multiplen Proportionen	111
7.12	Regeln für die chemische Formel	116
7.13	Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen	119
7.14	Die Oxidationszahl	124
7.15	Die griechischen Zahlen	126
7.16	Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen I	146
7.17	Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen II	150
7.18	Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen III	158
7.19	Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen IV	162
7.20	Formelgleichung der Umsetzung von Magnesium mit Salzsäure	162
7.21	Bestimmung der Formel eines Salzes	165
7.22	Aufgaben mit Lösungen	166
7.23	Aufgaben zur Wiederholung	167

8	Atombau – Das Kern-Hüllen-Modell und das Periodensystem der Elemente	169
8.1	Der Rutherford'sche Streuversuch (1909)	169
8.2	Die "Grundbausteine" des Atoms	173
8.3	Zusatzinfos: Die Geschichte des Atombegriffs und des Aufbaus von Atomen	175
8.4	Die symbolische Schreibweise	179
8.5	Anordnung der Elementarteilchen im Atomkern	180
8.6	Geschichtliche Entwicklung der Modelle zum Aufbau der Elektronenhülle	185
8.7	Edelgase und Edelgaskonfiguration	186
8.8	Das Periodensystem der Elemente: Die Geschichte des PSE	188
8.9	Die historische Entwicklung des Periodensystems der Elemente (=PSE)	190
8.10	Isotope des Wasserstoffs	192
8.11	Elektronen, Protonen, α -Teilchen und Isotope der leichteren Elemente	193
8.12	Die Verteilung der Elektronen in der Atomhülle	197
8.13	Übung: Flammenfärbung	197
8.14	Die Energiezustände der Elektronen	198
8.15	Energieniveaus - die Unterteilung der Energiestufen	199
8.16	Wiederholungsfragen Kapitel 7: Aufbau der Atome (Kern-Hülle-Modell)	202
9	Radioaktivität	205
9.1	Informationen zur Radioaktivität	205
9.2	Die Entdeckung der Radioaktivität	205
9.3	Schreibweise der Reaktionsschemata	206
9.4	Strahlungsarten	206
9.5	C14 - Methode zur Altersbestimmung	210
9.6	Massendefekt	210
9.7	Die Atombombe	211
9.8	Die Entwicklung der ersten Kernwaffen	212
10	Hauptgruppen des PSE	213
10.1	Übersicht	213
10.2	Eigenschaften der Alkalimetalle	213
10.3	Gemeinsame Eigenschaften der 1. Hauptgruppe	214
10.4	Die Erdalkalimetalle	215
10.5	Gemeinsame Eigenschaften der 2. Hauptgruppe	216
10.6	Die Halogene	217
10.7	Gemeinsame Eigenschaften der Elemente der 7. Hauptgruppe	220
10.8	Edelgase	221
10.9	Helium	222
10.10	Tendenzen im PSE	223
10.11	Anordnung der Metalle und der Nichtmetalle im heutigen PSE	225
10.12	Wiederholungsfragen Kapitel 9: Gruppen des PSE	231
10.13	Hilfe zum Auswendiglernen	233
11	Metalle und Redoxreaktionen & Energiediagramm	235
11.1	Wiederholung aus der 8. Klasse - Beispiele für Oxidationen	235
11.2	Die Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff - eine Redoxreaktionen	235
11.3	2. Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff	236
11.4	Redoxreaktionen	237

11.5	Historische Herstellung von Kupfer aus Kupferoxid	238
11.6	Informationen zur Bronzezeit	239
11.7	Eisen, das wichtigste Metall	240
11.8	Der Hochofen	243
11.9	Die Vorgänge im Hochofen	244
11.10	Der Hochofenprozess	246
11.11	Veredelung des Roheisens	248
11.12	Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	248
11.13	Der Katalysator	250
11.14	Übung: Reduktions- und Oxidationsvermögen von Metallen I	253
11.15	Reduktions- / Oxidationsvermögen einiger Metalle und Nichtmetalle II	255
11.16	Wiederholungsfragen für Zuhause & das Schwimmbad	257
12	Ionen, Salze, Fällungsreaktionen und Ionenbindung	259
12.1	Leitfähigkeitsmessung von Lösungen	259
12.2	Ionenwanderung	262
12.3	Edelgaskonfiguration	262
12.4	Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden?	263
12.5	Erklärung nach den Besetzungsregeln des Orbitalmodells	266
12.6	Eigenschaften der Salze	267
12.7	Kochsalz „NaCl“	268
12.8	Wie bestimmt man Ionenladungen?	269
12.9	Die Ionenbindung	271
12.10	Zusammensetzung der Salze	272
12.11	Liste einiger wichtiger Anionen	272
12.12	Nomenklatur bei Salzen	276
12.13	Zusammenfassung Ionen	276
12.14	Übungstest zum Thema „Salze und Ionen“ I	276
12.15	Möglichkeiten der Salzbildung	279
12.16	Salzbildung II: Die Bildung von Zinksulfid aus den Elementen	288
12.17	Elektrolyse einer (wässrigen) Kupferchloridlösung	291
12.18	Übung - Verkupfern eines Schlüssels	299
12.19	Max von Laue - Versuch	300
12.20	Räumliche Struktur des Natriumchlorids	302
12.21	Die Koordinationszahl	303
12.22	Ionenbindung und das Ionengitter	306
12.23	Das Coulomb'sche Gesetz	308
12.24	Wärme und Kälteeffekte beim Lösen von Salzen	309
12.25	„Bananenmodell“ der Hydratisierung:	310
12.26	Fällungsreaktionen - Ionen umhüllen sich mit Wasser	311
12.27	Kalk - ein besonderes Salz	317
12.28	Wiederholungsfragen Ionen	321
12.29	Energiebilanz der Salzbildung	323
12.30	Teilschritte der NaCl - Bildung	326
12.31	Die Bildung von Zinksulfid in Teilschritten	330
13	Chemisches Rechnen (Stöchiometrie)	337
13.1	Die Masse von Atomen und Molekülen	337

13.2	Avogadros Gasgesetz und seine Anwendung	343
13.3	Die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure	350
14	Die Atombindung (auch Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung)	353
14.1	Wiederholung der Grundlagen	353
14.2	Weitere anorganische Säuren	354
14.3	Organische Säuren	356
14.4	Formeln von einigen ausgewählten organischen Säuren	356
14.5	Darstellung von Chlorwasserstoff	360
14.6	Die Protolyse	361
14.7	Zweistufige Protolyse von Schwefelsäure	364
14.8	Die Autoprotolyse des Wassers	364
14.9	Ist Ammoniak (NH ₃) eine Lauge?	364
14.10	Ist Natronlauge auch eine Base?	365
14.11	Säure-Base Reaktionen	366
14.12	pH-Wert	371
14.13	Titration einer Lauge mit Schwefelsäure	377
14.14	Quantitative Neutralisation	379
14.15	Titration einer Salzsäure unbekannter Konzentration	381
14.16	Zusammenfassung: Säure und Basen-/Laugenbildung	383
14.17	Wiederholungsfragen Säure, Lauge, Base	384
15	Redoxreaktionen als Elektronenübergänge	387
15.1	Einleitung	387
15.2	Die Oxidationszahl- eine nützliche Hilfszahl	387
15.3	Säurereste und Oxidationszahlen	388
15.4	Bestimmung von Oxidationszahlen anhand der Strukturformel	389
15.5	Oxidation und Reduktion (=Elektronenübertragungsreaktionen)	389
15.6	Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen	391
15.7	Weitere Beispiele für Redoxreaktionen	392
15.8	Redoxverhalten von Wasserstoffperoxid	393
15.9	Redoxreaktion von Kohlenstoff mit Schwefel	394
15.10	Reaktionen mit Manganionen	396
15.11	Übungsaufgaben Redoxreaktionen	398
15.12	Die Elektrolyse - eine erzwungene Redoxreaktion	399
15.13	Bedeutung von Redoxvorgängen	399
15.14	Übungsaufgaben	400
16		403
16.1	Die Redoxreihe (Spannungsreihe) der Metalle	403
16.2	Lösungsdruck und Abscheidungsdruck	406
16.3	Ein Zink und ein Kupferstab in einer Kupfersulfatlösung (CuSO ₄)	407
16.4	Das Volta Element	408
16.5	Zwei getrennte Halbzellen: Galvanische Elemente	409
16.6	Elektrochemisches Gleichgewicht (nur GK/LK)	412
16.7	Die Salzbrücke	412
16.8	Das Normalpotential	413
16.9	Die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle	413

16.10	Die elektrochemische Spannungsreihe der Nichtmetalle	414
16.11	Die Standard-Wasserstoffelektrode	415
16.12	Die elektrochemische Spannungsreihe	416
16.13	Aussagen der Spannungsreihe I - Berechnung der Leerlaufspannung	418
16.14	Aussagen der Spannungsreihe II - Vorhersage über Redoxreaktionen	419
16.15	Aufgaben	420
16.16	Elektrochemische Stromerzeugung für den Alltag	421
16.17	Weiterlesen	423
16.18	Wiederholungsfragen	423
17	Elektrochemie I	425
17.1	Einleitung - Was ist eine chemische Reaktion?	425
17.2	Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen	426
17.3	Was ist die Reaktionsgeschwindigkeit?	428
17.4	Messung der Reaktionsgeschwindigkeit	429
17.5	Exkurs: Geschwindigkeit und ihre Messung in der Physik:	431
17.6	Die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit	433
17.7	Erklärung für die Temperaturabhängigkeit chemischer Reaktionen	435
17.8	Messung der Zunahme des Volumens in Abhängigkeit von der Zeit	436
17.9	Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit	437
17.10	Erklärung für die Konzentrationsabhängigkeit chemischer Reaktionen	440
17.11	Kinetik	441
18	Reaktionskinetik	443
18.1	Nachweis von Ionen	443
18.2	Übersicht über verschiedene Ionennachweise	445
18.3	Tabellarische Übersicht über wichtige Nachweisreaktionen	446
18.4	Weitere Nachweise	447
19	Löslichkeit von Salzen und das Löslichkeitsprodukt	449
19.1	Das Löslichkeitsprodukt	449
19.2	Löslichkeit und Temperatur	450
19.3	Aufgaben zum Löslichkeitsprodukt	450
19.4	Löslichkeitsprodukte	452
19.5	Wiederholungsaufgaben	452
20	Autoren	455
	Abbildungsverzeichnis	459
21	Licenses	469
21.1	GNU GENERAL PUBLIC LICENSE	469
21.2	GNU Free Documentation License	470
21.3	GNU Lesser General Public License	470

1 Erste Grundlagen

1.0.1 Was ist Chemie? - Eine Experimentalwissenschaft

Der Chemie-Nobelpreisträger Linus Pauling ¹ (1954) soll einmal gesagt haben:
<u>Linus Pauling</u> <i>Chemie ist die Wissenschaft von den Stoffen, von ihren Eigenschaften und den Umwandlungen, durch die neue Stoffe entstehen.</i>
unbekannt

Betrachtet man zum Beispiel verschiedene Gegenstände, wie Kunststoffbecher, Arzneimittel, Glas, Metalllöffel, Gebäck, Papier, so kommt man schnell zu dem Schluss, dass es Tausende verschiedener Werkstoffe geben muss.

Dabei muss man aber aufpassen, dass man nicht die Eigenschaften der Stoffe betrachtet, die sie nur aufgrund einer bestimmten Form haben: aus Eisen gibt es das scharfe Messer, die elastische Feder, den spitzen Nagel.

Aber was hat das alles mit Chemie zu tun? Das folgende Schema zeigt eine Übersicht über die Bedeutung der Chemie im Alltag.

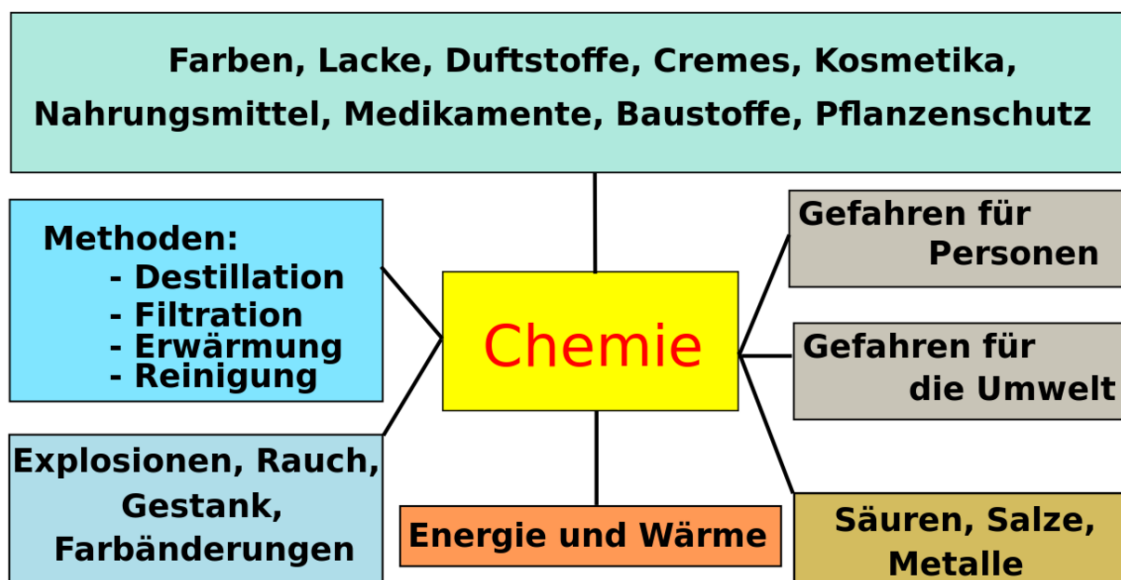


Abb. 1 Mindmap Was ist Chemie?

¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Linus%20Pauling>

Definition

Chemie beschäftigt sich mit den Eigenschaften aller Stoffe und den Möglichkeiten sie umzuwandeln. Eisen rostet, Gestein verwittert, Holz verrottet, Papier brennt usw.

Zum Verständnis dieser Vorgänge, auch um sie nutzen zu können, führt man Experimente durch.

- Stoffe vergehen - andere Stoffe entstehen.
- dazu muss die Chemie Experimente durchführen.

1.0.2 Vorgehensweise beim Experimentieren

Zu Beginn geht man von einer **Fragestellung** aus, anschließend entwickelt man dazu ein **Experiment**, um die Frage richtig beantworten zu können. Dann musst Du die **Beobachtung**, die Du während des Experimentes gemacht hast, aufschreiben und untersuchen, was die Gründe für Deine Beobachtungen sein könnten. Später leitest Du für das Gesehene eine logische Schlussfolgerung ab, welche im besten Fall einen allgemeinen Sachverhalt erklärt oder beschreibt.

Danach stellst Du Dir eventuell zu der vorausgegangenen Fragestellung eine **neue, genauere Frage**, die Du mit Hilfe eines Experimentes beantworten möchtest, um genauere Werte zu erhalten.

Kurz: Fragestellung/Problemstellung → Experiment → Beobachtung → Schlussfolgerung (→ neue Frage / genauere Frage)

1.0.3 Laborordnung

1.0.4 Laborordnung (Lösungsblatt)

1.1 Wesentliche Eigenschaften von Stoffen

Wenn man einzelne Stoffe genau im Experiment untersucht, stellt man fest, dass sie sich oft in mehreren Punkten unterscheiden.

Diese Tabelle beschreibt die Eigenschaften der Stoffe. Im Experiment verändern sie sich allerdings. Z. B. durch Verbrennen oder Auflösen in Wasser können sich die Eigenschaften verändern.

Eigenschaften	Kohlenstoff	Eisen	Schwefel	Zucker
Farbe:	schwarz	silbrig, glänzend	zitronengelb	weiß
Zustand:	Feststoff	Feststoff	pulvriger Feststoff	pulvriger, kristallartiger Feststoff
Geruch:	kein Geruch	kein Geruch	stinkt nach faulen Eiern	kein Geruch

Sonstiges:	nicht magnetisch	magnetisch	nicht magnetisch	nicht magnetisch
	Graphit leitet den elektrischen Strom	leitet den elektrischen Strom	leitet den elektrischen Strom nicht	leitet den elektrischen Strom nicht
	wasserunlöslich	wasserunlöslich	wasserunlöslich	wasserlöslich
	spröder Feststoff	dehnbar / biegsam	spröder Feststoff	spröder Feststoff

Definition

Stoffe können wir an ihren Eigenschaften erkennen.

1.1.1 Solche Eigenschaften sind:

Farbe, Geruch, Geschmack, Löslichkeit, Brennbarkeit, Leitfähigkeit, Dichte und viele andere.

Damit die Stoffe voneinander unterschieden werden können, müssen sie durch nachprüfbare Eigenschaften exakt beschrieben werden. Zwei verschiedene Stoffe können nicht in allen Eigenschaften gleich sein.

Einige Eigenschaften scheinen sich auch zu ändern. So kann z.B. Wasser in drei verschiedenen Aggregatzuständen auftreten: Eis, Wasser, Wasserdampf.

1.2 Gold und Silber

Die Vorgänger der heutigen Chemiker hießen im Mittelalter Alchimisten. Die Alchimie war von der Idee der künstlichen Umwandlung von unedlen Metallen zu Gold getrieben. Viele Herrscher ließen Alchimisten für sich arbeiten und hofften, durch die Entdeckung des „Steins der Weisen“² Gold herstellen zu können. Abgesehen von ein paar Zaubertricks gelang das allerdings niemandem. Gold kann nicht einfach so hergestellt werden. Mancher Alchimist bezahlte für diesen Misserfolg mit dem Leben.

In diesem Versuch wirst Du lernen, wie man Gold und Silber herstellen und reich werden kann. ;-)

Definition

Außerdem lernst Du hier, wie man ein Versuchsprotokoll erstellt. Die grün getippten Wörter sollten in jedem Deiner zukünftigen Protokolle auftauchen, die blauen können zusätzlich ein Protokoll bereichern.

1.2.1 Versuch 1 – „Silber“ herstellen

Geräte 2 Bechergläser, Uhrglas, Bunsenbrenner, Stativtischchen

Chemikalien Kupfermünze, Natronlauge, Zinkstaub, Wasser

Versuchsdurchführung Einige blanke Kupfermünzen werden in ein Becherglas gelegt und mit konzentrierter Natronlauge übergossen. Man fügt dann eine winzige Menge Zinkstaub hinzu und

² http://de.wikipedia.org/wiki/Stein_der>Weisen

schließt das Becherglas mit einem Uhrglas. Dann erhitzt man alles mit *kleiner* Bunsenbrennerflamme etwa 5 Minuten lang und bringt das Gemisch zum Sieden. (Vorsicht: Lauge spritzt und ätzt ⇒ unbedingt eine Schutzbrille aufsetzen)

Nach einigen Minuten wird die Flamme abgestellt und man gießt die erkaltete Lösung in ein anderes Gefäß ab, so dass die Münzen im ersten Becherglas bleiben. Die Münzen werden nun abgespült und anschließend mit einem Tuch poliert und genau beobachtet.

Zeichnung vom Versuchsaufbau:

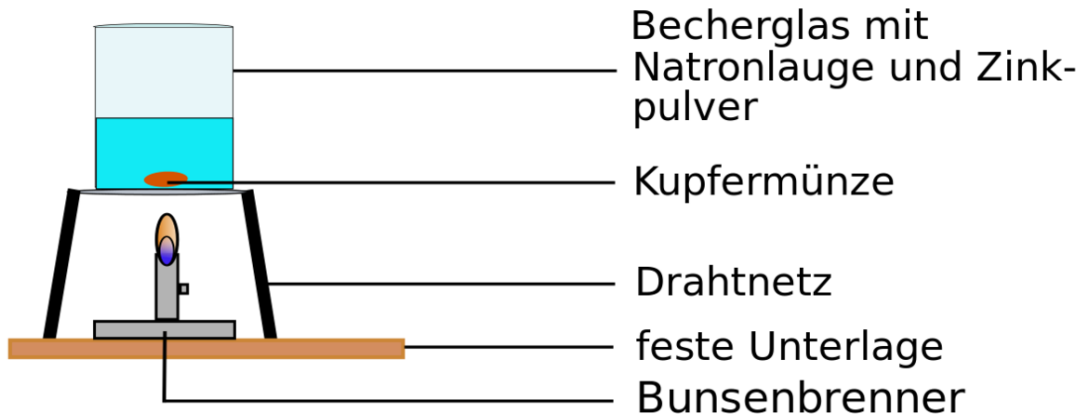


Abb. 2 Versuchsaufbau Herstellung Verzinken

Beobachtung	Schlussfolgerung
die Lauge kocht und brodeln	⇒ Nicht nur Wasser kann kochen, auch andere Flüssigkeiten kochen. Chemiker nennen diesen Vorgang auch „sieden“.
die Münze färbt sich silbrig	⇒ Das Zinkpulver setzt sich auf der Münze fest und färbt sie silbrig. Die Natronlauge hat dabei die Aufgabe, Schmutz und Fett auf der Münze zu lösen, damit sich möglichst überall das Zinkpulver festsetzen kann.

Zusatzinfo zur Verzinkung

Das Verzinken wird fast überall eingesetzt, wo mit reinem Eisen gearbeitet wird. Da Eisen rostet, möchte man es vor Wasser und Sauerstoff schützen, so dass es nicht rosten kann. Diesen Schutz bietet z. B. eine Zinkschicht. Mögliche Einsatzbereiche sind z. B. das Verzinken von Autoblechen, Brückenfeilern, Geländern, Zäunen, Werkzeugen usw.

1.2.2 Versuch 2 – „Gold“ herstellen

Geräte: Tiegelzange und Bunsenbrenner

Durchführung

Die Münzen aus V1 werden sehr kurz in die rauschende Brennerflamme gehalten und gewendet, bis sich ihre Farbe ändert.

Versuchsaufbau

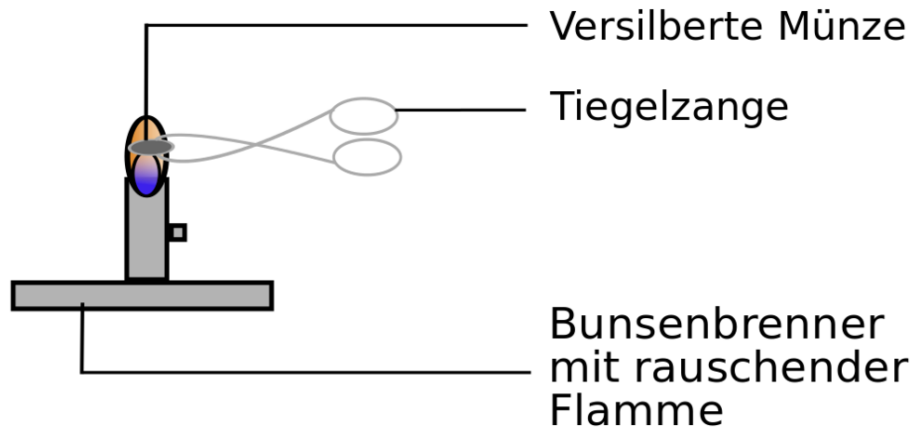


Abb. 3 Versuchsaufbau der Herstellung von Messing

Beobachtung	Schlussfolgerung
Die Münze wird „vergoldet“	Zink und Kupfer verschmelzen miteinander. Es ist ein neuer Stoff entstanden. Es hat sich Messing gebildet.

Zusatzinformationen

w: ³Messing ist eine Legierung (Metallmischung) aus Kupfer und Zink. Es ist schon seit dem dritten Jahrtausend v. Chr. bekannt. Seither wurden daraus hauptsächlich Gefäße, Schmuck und Kunstgegenstände hergestellt.

Auch heute wird Messing wegen seiner goldähnlichen Farbe für Verzierungen und Beschläge verwendet. Viele Blechblasinstrumente und Teile von Holzblasinstrumenten werden aus Messing gefertigt. Man nutzt auch seine gute elektrische Leitfähigkeit und seine Stabilität aus. So sind

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Messing>

z. B. oft Antennen und Hohlleiter aus Messing gefertigt. Häufig wird es auch wegen seiner guten Beständigkeit gegen Rost für Badezimmerarmaturen eingesetzt.

Eigenschaften

- rötlich glänzendes Metall (je nach Mischungsverhältnis variiert die Farbe von goldorange (bei hohem Kupferanteil) bis hellgelb)
- härter als reines Kupfer
- schmilzt bei ca. 900–925 Grad Celsius (hängt von der Mischung ab)
- Dichte: ca. 8,3 g/cm³
- unmagnetisch

Messing weist Ähnlichkeiten mit w:Bronze⁴ auf. Bronze ist eine Kupfer-Zinn-Legierung. Bei chemischen Versuchen passiert eine ganze Menge, aber was genau unterscheidet sie eigentlich von physikalischen Versuchen? Untersuche im Unterricht verschiedene Alltagsgegenstände und versuche dann, sie zu entzünden. Der Pfeil → bedeutet übrigens „daraus folgt“.

Versuch	Beobachtung			
	Ausgangsstoff	Endstoff	Sonstiges	
Magnesiumband	<ul style="list-style-type: none"> • silbrig glänzender Feststoff • biegsam 	<ul style="list-style-type: none"> • weißer Feststoff • spröde 	weißer Rauch und hell gleißende Flamme	Stoff hat sich verändert → Chemie
Kerzenstummel	<ul style="list-style-type: none"> • rot • fest • wachsartig 	keine Veränderung	schmilzt	Physik
Rübenzucker	<ul style="list-style-type: none"> • weiß • kristallin 	<ul style="list-style-type: none"> • schwarze feste Masse • brennbarer weißlicher Rauch 	<ul style="list-style-type: none"> • brenzlicher Geruch • enorme Volumenvergrößerung 	Veränderung → Chemie
Kupfer	<ul style="list-style-type: none"> • metallisch glänzend • rotbrauner Feststoff • biegsam 	<ul style="list-style-type: none"> • schwarzer Feststoff • spröde 	kurzzeitig grüne Flamme	Veränderung → Chemie
Magnesium	<ul style="list-style-type: none"> • metallisch glänzend • silbriger Feststoff • biegsam 	<ul style="list-style-type: none"> • weißer Feststoff • spröde 	<ul style="list-style-type: none"> • weißer Rauch • starkes Aufglühen 	Veränderung → Chemie
Zink	<ul style="list-style-type: none"> • metallisch glänzend • silbriger Feststoff • biegsam 	<ul style="list-style-type: none"> • metallisch glänzend • silbriger Feststoff • biegsam 		Physik

⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Bronze>

Definition

Die Physik befasst sich mit Zuständen und Zustandsänderungen. Die Chemie befasst sich mit Stoffen und Stoffänderungen.

Definition

Eine chemische Reaktion ist gekennzeichnet durch eine Stoffumwandlung und einen Energieumsatz.

Beobachte und zeichne die Kerzenflamme mit ihren verschiedenen Temperaturzonen. Damit Du weißt, welche Zone die heißeste ist, führe anschließend folgende Versuche durch:

1. Versuch: Streichholz auf Dochthöhe

2. Versuch: Zwei Streichhölzer

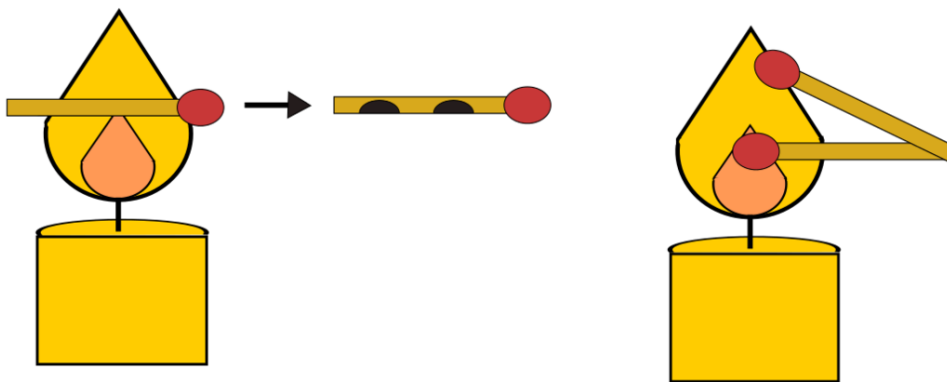


Abb. 4 Versuchsaufbau Kerzenflammen-Temperatur

Zeichne nun die heißeste Stelle ein und dann die Temperaturunterschiede in Deine Zeichnung ein. Kannst Du die Unterschiede erklären?

Im Flammenkern.....

Im Flammenmantel.....

Im Flammensaum

3. Versuch: Springende Flamme:

Lösche die Kerzenflamme und nähere Dich mit brennendem Streichholz. Was passiert?

.....

1.2.3 Aufgaben

1. Woraus besteht der Kern der Flamme?
2. Welcher Vorgang läuft im äußersten Bereich der Flamme (Saum) ab?

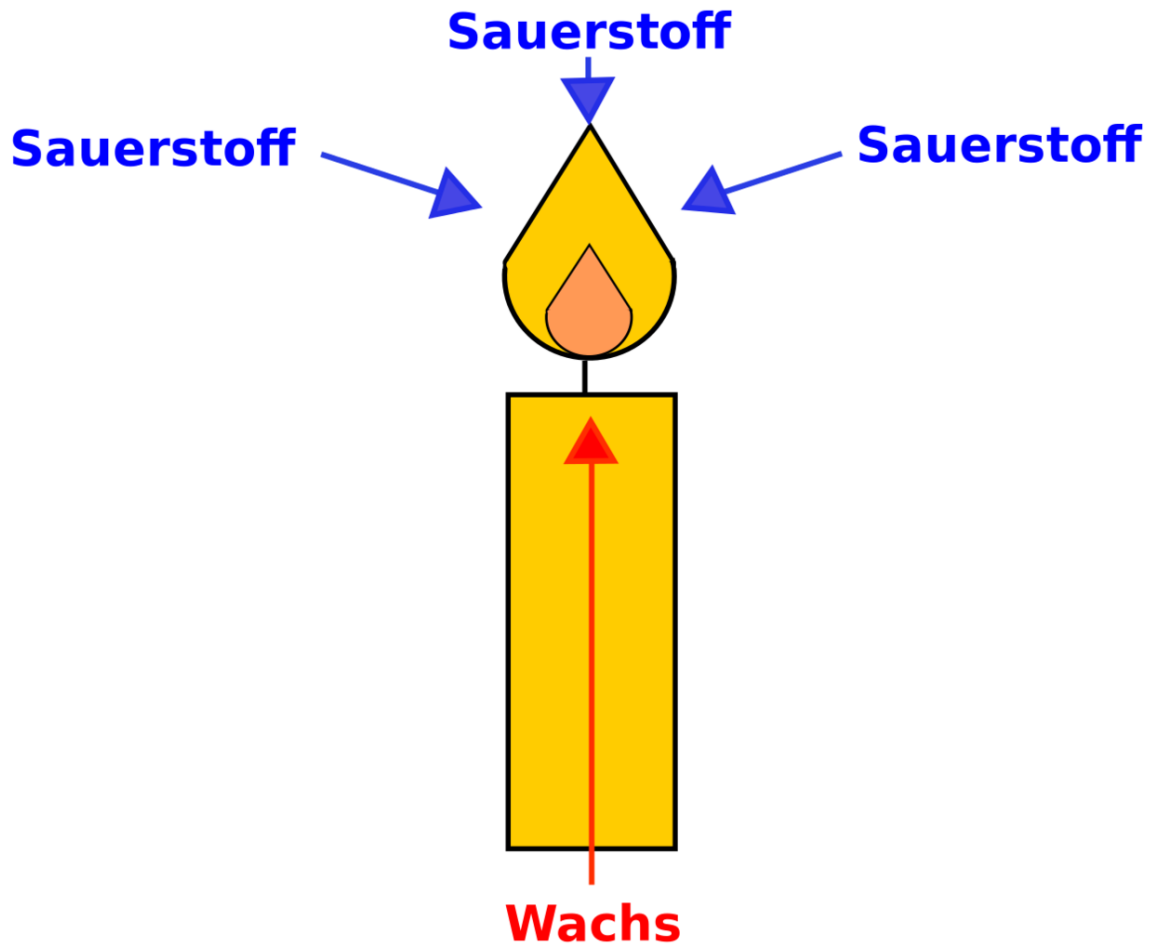


Abb. 5 Versuchsaufbau Warum brennt eine Kerze?

Die Kerzenflamme hat ihre heißeste Stelle an ihrer Spitze, da dort die optimale Mischung aus Brennstoff und Sauerstoff vorliegt.

Der Kern wird von Luft abgeschirmt, deshalb kann hier keine Luft zu treten, und der Wachsdampf kann nicht optimal verbrennen.

Im Mantel wird das verdampfte Wachs durch die Hitze zersetzt, es entstehen Rußteilchen und brennbare Gase. Allerdings ist der Mantel noch geringfügig durch den Saum abgeschirmt.

Im Saum können Rußteilchen und Gase optimal verbrennen.

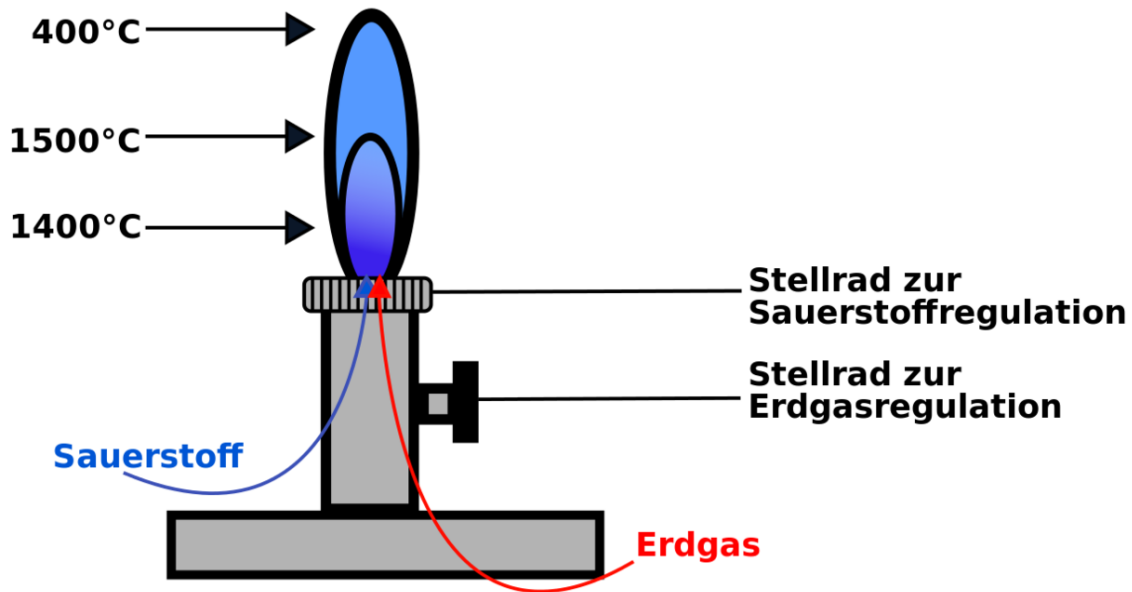


Abb. 6 Bunsenbrenner

Im inneren Flammenkegel ist die Flamme am heißesten, da dort die optimale Mischung von Erdgas und Sauerstoff vorliegt
 → **optimale Verbrennung**

Definition

Merke: Für jede Verbrennung werden Sauerstoff und ein Brennstoff benötigt. Bei optimaler Mischung beider Stoffe ist die Verbrennung heiß und rußfrei.

Was brennt eigentlich an der Kerze - Wachs oder Docht? Mache doch mal den Versuch und entzünde ein Stück Wachs oder einen Wollfaden. Welcher von beiden brennt wie die Kerze?

Versuch	Beobachtung	Schlussfolgerung
Verbrennen des Dochtes	Docht glimmt, brennt aber nicht	Docht alleine brennt nicht
Versuche ein Wachsstück an Kerze zu entzünden	Wachs schmilzt, brennt nicht	festes Wachs brennt nicht
Kerze am Docht anzünden	lässt sich entzünden	Wachsgase brennen

Definition

Nur durch Zusammenwirken von Wachs und Docht kann die Kerze brennen

Beweis durch Annähern eines Streichholzes an eine gerade erloschene Kerze!

→ Entzündung, obwohl der Docht nicht berührt wird.

V: Wir befestigen ein engmaschiges Kupferdrahtnetz, welches horizontal zwischen zwei Stativen befestigt ist, über einem Bunsenbrenner und entzünden die Flamme jedoch oberhalb des Netzes.

B: Ist das Netz groß und feinmaschig genug, brennt das Gas nur oberhalb. Benutzt man für diesen Versuch ein weitmaschiges Netz, kann man beobachten, dass, nachdem das Netz zu glühen beginnt, die Flamme auch nach unten durchschlägt.

S: Das Kupfer leitet die Wärme ab und das Gas unterhalb des Netzes kommt so nicht auf die nötige Temperatur, um sich zu entzünden.

Je nach verwendetem Netz wird dieses so heiß, dass auch unterhalb die Zündtemperatur erreicht wird.

Der Versuch lässt sich auch ergänzen, indem man das Netz nicht fixiert, sondern es an einem Halter befestigt und diesen in die Hand nimmt (Schutzhandschuhe nicht vergessen). Bewegt man das Netz leicht nach unten auf die Flamme zu, so wird sie aus demselben Grund wie bereits beschrieben "gestaucht". Problem der Naturwissenschaftler: Wie kann man die Masse von Stoffen miteinander vergleichen, wenn zwei Körper nie die gleiche Form haben? w:Dichte⁵ Wie kann man zwei Körper unterschiedlicher Form hinsichtlich ihres Gewichtes vergleichen? Eigentlich gar nicht! Man muss das Volumen mit in Betracht ziehen, sonst könnte man meinen, Kohle sei schwerer als Blei, nur weil man ein großes Stück Kohlenstoff mit einem kleinen Bleiwürfel vergleicht

Lösung: Wir berechnen das Volumen eines Körpers mit ein, indem wir die Masse durch das Volumen teilen. Man erhält so die Dichte. Die Dichte ist eine Stoffeigenschaft.

Definition

Jedes Element hat eine andere Dichte. Man spricht deshalb auch von der spezifischen Dichte

1.2.4 Bestimmung der Dichte von Aluminium in drei Schritten

Zur Bestimmung der Dichte muss man die Masse und das Volumen eines Körpers bestimmen:

1. Bestimmung der Masse eines Aluminiumwürfels:

Waage: 2,7 g

2. Bestimmung des Volumens (zwei Wege sind möglich):

Weg 1: Bestimmung des Volumens durch Messen der Kantenlänge: 1 cm³

Weg 2: Bestimmung des Volumens durch Wasserverdrängung: 1 ml, das entspricht 1 cm³

3. Berechnung der Dichte:

$$\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}} = \frac{m}{V} \Rightarrow [\rho] = \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

→ Die Dichte von Al beträgt 2,7 g/cm³

⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Dichte>

Definition

Die Dichte (Formelzeichen: ρ (griechisch: rho)), ist das Verhältnis der Masse m eines Körpers zu seinem Volumen V . Die Dichte ist eine Stoffeigenschaft.

Definition

Die SI-Einheit der Dichte ist kg/m^3 . Oft sieht man die Dichte noch in g/cm^3 .

Manchmal wird die Dichte auch als spezifisches Gewicht ausgedrückt.

1.2.5 Aufgaben

1. Wie kann man die Dichte berechnen?
2. Wie kann man die mittlere Dichte eines Körpers bestimmen? Schlage ein Experiment vor (Tipp: Badewanne)
3. Betrachte die Dichtetabelle. Aus welchen Materialien würdest Du umweltfreundlichere Autos bauen? Warum?
4. Stoffe dehnen sich beim Erwärmen aus. Hat das einen Einfluss auf die Dichte?

1.2.6 Dichtetabelle

Tabellensammlung Chemie/ Dichte fester Stoffe⁶ Tabellensammlung Chemie/ Dichte flüssiger Stoffe⁷
 Tabellensammlung Chemie/ Dichte gasförmiger Stoffe⁸ Diese Tabelle gibt die Dichte einiger Stoffe und Elemente bei Normaldruck an.

Stoff	Dichte in g/cm^3	Stoff	Dichte in g/cm^3
Osmium	22,6	Schwefel	2,1
Platin	21,5	Phosphor	1,8
Gold	19,3	Magnesium	1,8
Uran	18,7	Meerwasser	1,025
Quecksilber	13,6	Wasser	0,99
Blei	11,3	Eis	0,91
Silber	10,5	Kalium	0,86

6 <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Dichte%20fester%20Stoffe>

7 <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Dichte%20fl%C3%BCssiger%20Stoffe>

8 <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Dichte%20gasf%C3%B6rmiger%20Stoffe>

Kupfer	8,9	Alkohol	0,79
Eisen	7,8	Benzin	0,68
Zinn	7,3	Sauerstoff	0,0013
Zink	7,1	Stickstoff	0,0012
Chrom	6,9	Luft	0,0012
Kohlenstoff	3,5	Neon	0,00084
Aluminium	2,7	Helium	0,00017
Silizium	2,3		

1. Wie unterscheidet sich Chemie von anderen Naturwissenschaften?
2. Nenne mind. 10 Punkte der Laborordnung, die Deinem Schutz dienen.
3. Was brennt nun eigentlich, wenn du eine Kerze angezündet hast? Beschreibe, welche Aufgabe der Docht bei der Kerze hat.
4. Die folgenden Sätze beschreiben, was beim Anzünden einer Kerze geschieht. Leider sind sie durcheinander geraten. Wie muss die richtige Reihenfolge lauten?
 - a) Am Docht befindet sich festes Wachs. Es brennt nicht.
 - b) Der Wachsdampf entzündet sich und beginnt zu brennen.
 - c) Das flüssige Wachs steigt im Docht nach oben (ähnlich wie Tinte im Löschpapier).
 - d) Der Wachsdampf erreicht seine Entzündungstemperatur.
 - e) Wenn man eine Streichholzflamme an den Docht hält, wird das Wachs erhitzt und schmilzt.
 - f) Das Wachs beginnt zu sieden und verdampft.
5. Nenne Eigenschaften der folgenden Elemente: Eisen, Schwefel, Kupfer, Zink, Kohlenstoff, Magnesium.
6. Beschreibe, wie man Metalle verzinken kann und beschreibe dann, wie man Messing herstellt.
7. Was muss man beachten, um sich vor Natronlauge zu schützen?
8. Nenne Kennzeichen von chemischen Reaktionen.
9. Vergleiche die Flammen von Brenner und Kerze. Nenne verschiedene Eigenschaften und die Gründe dafür.
10. Wiederhole die Regeln zum Bestimmen der Dichte.
11. Wie ist die Einheit der Dichte? Gib sie bei allen Rechnungen mit an!
12. Wie viel cm^3 entsprechen einem 1ml Wasser?
13. Wie schwer ist ein Kupferwürfel mit dem Volumen von 1,55 ml? Wie schwer ist ein vergleichbarer Bleiwürfel?
14. Um welchen Faktor ist das Schwermetall Blei schwerer als das Leichtmetall Aluminium?
15. Wie kann man die mittlere Dichte Deines Körpers bestimmen? Schlage ein Experiment vor (Tipp: Badewanne).
16. Aus welchen Materialien würdest Du umweltfreundlichere Autos bauen? Warum?

2 Einteilung chemischer Reaktionen

2.1 Die Vereinigung

Ein wissenschaftlicheres Wort für Vereinigung ist w:Synthese (Chemie)¹.

2.1.1 Die Trennung von Eisen und Schwefel

Oft sind in der Natur und auch im Haushalt Stoffe nicht rein, sondern vermischt. Kann man das wieder rückgängig machen? Wie kann man ein Gemisch trennen? Wenn Du kurz überlegst, fallen Dir sicherlich viele Methoden ein.

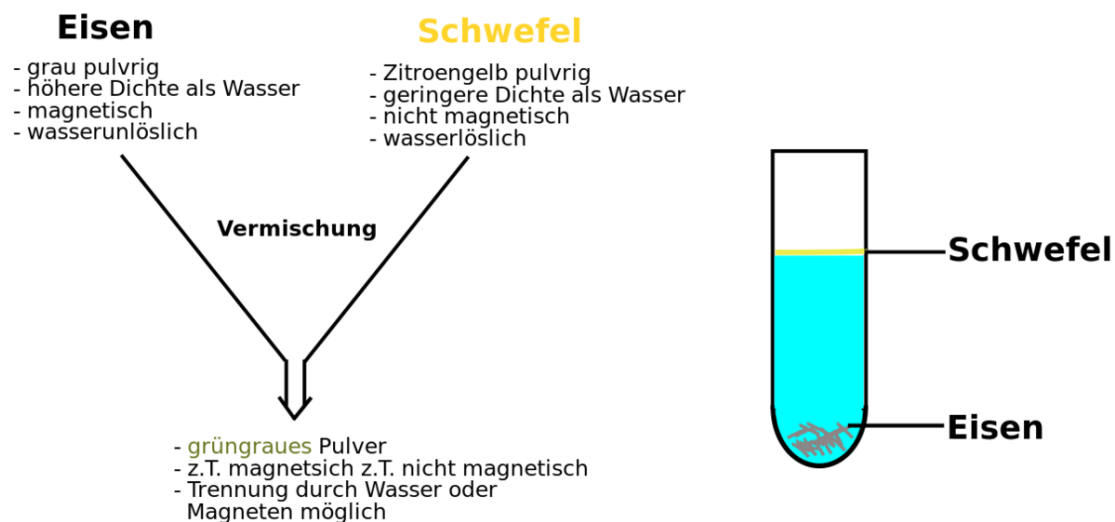


Abb. 7 Mischung und Trennung von Eisen und Schwefel

Drei mögliche Methoden, mit denen sich Eisen- und Schwefelpulver trennen lassen:

1. Trennung durch einen Magneten unter einem Blatt Papier
2. Trennung durch unterschiedliche Schwimmfähigkeiten in Wasser (schwierig!!!)
3. Sortieren, nach Farbe, Körnchengröße und Struktur

¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Synthese%20%28Chemie%29>

Definition

Gemische kann man (durch geeignete Hilfsmittel) voneinander trennen. Dabei macht man sich zunutze, dass sich zwei Stoffe in mindestens einer ihrer Eigenschaften unterscheiden.



Abb. 8 Schwefel



Abb. 9 Eisen-Schwefel-Gemisch



Abb. 10 Eisensulfid

2.1.2 Abwandlung des Experiments: Reaktion von Eisen mit Schwefel

Versuchsbeschreibung

Entzündung mit glühendem Nagel oder einer Stricknadel

Beobachtung

Selbstständiges Durchglühen, es bildet sich ein schwarzes, festes Produkt

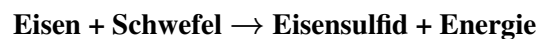
Test auf weitere Eigenschaften

- höhere Dichte als Wasser
- das Produkt ist nicht mehr magnetisch

Schlussfolgerung

Die neuen Eigenschaften zeigen, dass ein völlig neuer Stoff entstanden ist. Dieser Stoff ist nicht Eisen und nicht Schwefel, sondern komplett neu! Er wird nach seinen Ausgangsstoffen benannt: "Schwefeleisen" oder auch Eisensulfid.

Er war vorher nicht dort, er ist erst entstanden. Eisen und Schwefel sind **nicht** mehr vorhanden!



Definition

Entsteht aus mindestens 2 verschiedenen Reinstoffen ein völlig neuer Reinstoff, so spricht man von einer Vereinigung. Dieser neue Reinstoff wird auch "Verbindung" genannt.

2.2 Vereinigung von Kupfer mit Schwefel

Versuchsbeschreibung

1. Gib in ein Reagenzglas 2 Spatelspitzen Schwefel und spanne es fast waagrecht ein. Schiebe einen 1 cm • 5 cm langen Kupferstreifen bis zur Mitte in das Reagenzglas und verschließe es locker mit Glaswolle.
2. Erhitze zuerst das Kupferblech und bringe dann den Schwefel zum Sieden, so dass der Schwefeldampf über das heiße Kupferblech streicht.
3. Untersuche nun die entstandene Substanz. Notiere Beobachtung und Schlussfolgerung im Heft.

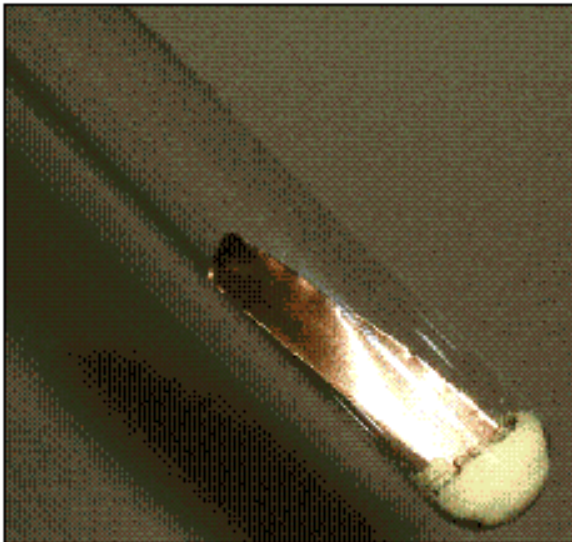


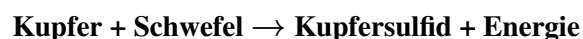
Abb. 11 Ergebnis des Versuches in Natura

Beobachtung

Das Kupferblech glüht → Energie wird frei. Das Endprodukt ist ein blau-grauer, brüchiger Stoff

Schlussfolgerung

Kupfer und Schwefel haben sich zu einem neuen Stoff, dem Schwefelkupfer, mit chemischen Namen CuS , vereinigt. Die Verbindung Kupfersulfid ist ein blaugrauer, poröser und brüchiger Stoff.



² <http://de.wikipedia.org/wiki/Kupfersulfid>

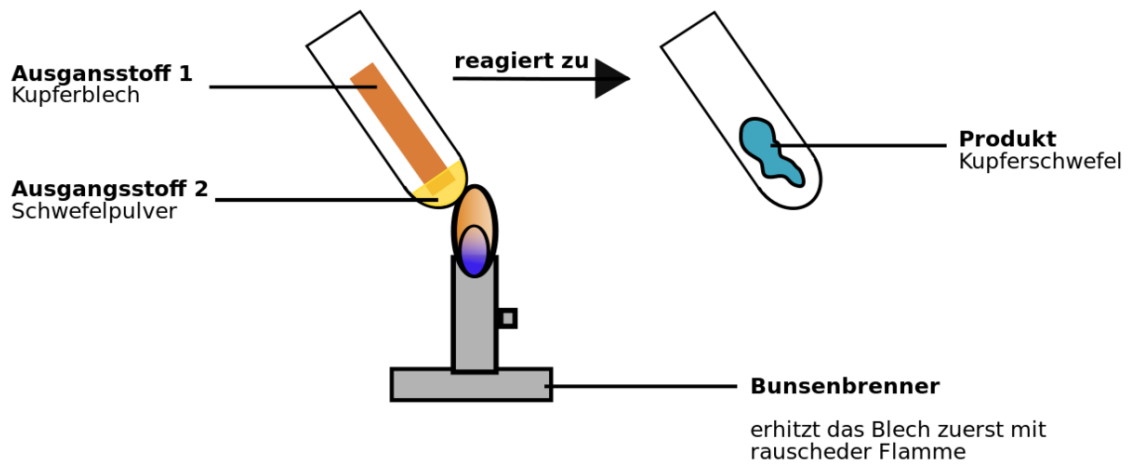


Abb. 12 Vereinigung von Kupfer und Schwefel

2.3 Zersetzung von Wasser

Wenn sich ein Stoff zersetzt, nennen wir es zukünftig w:Analytische Chemie³.

Versuchsbeschreibung

Im w:Hofmannscher Wasserzersetzungsgesetz⁴ (= Dreischenkelgerät) wird Wasser unter etwa 12 V Spannung gesetzt und die Produkte werden untersucht.

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Analytische%20Chemie>

⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Hofmannscher%20Wasserzersetzungsgesetz>

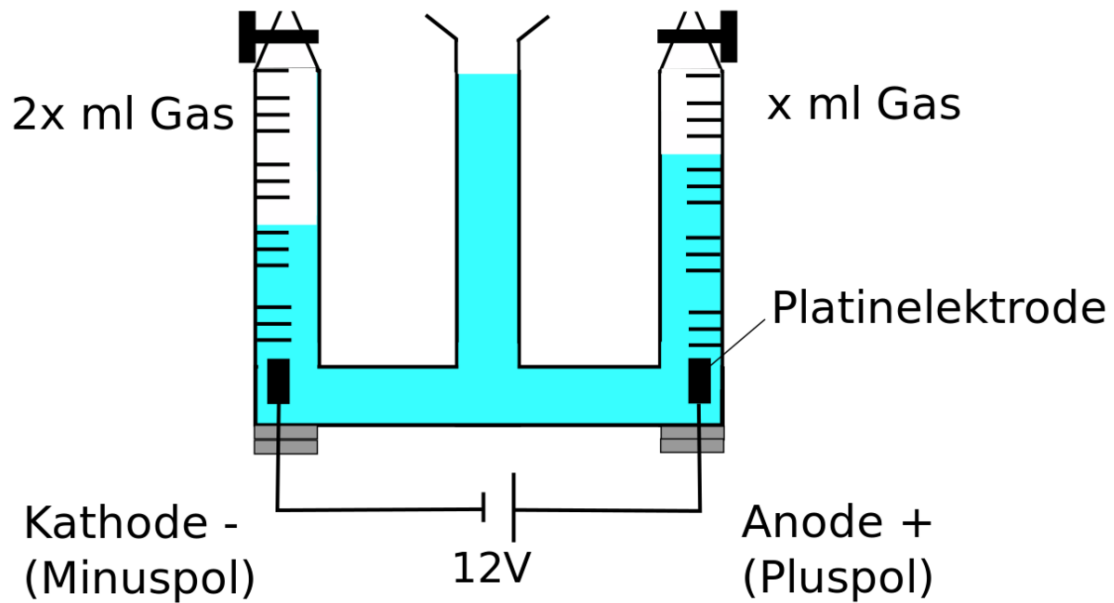


Abb. 13 Zersetzung

Beobachtung	Schlussfolgerung
2 Gase entstehen im Verhältnis 1:2	→ Aus Wasser bilden sich zwei neue Stoffe
Die Menge des Wassers nimmt ab	→ Das Wasser ist der Ausgangsstoff der Reaktion, das in Gas umgewandelt wird.
Gas 1 zeigt eine positive Knallgasprobe	→ Es ist Wasserstoff entstanden
Gas 2 zeigt eine positive Glimmspanprobe	→ Es ist Sauerstoff entstanden
Wird der Strom ausgeschaltet, findet keine Reaktion mehr statt	→ Die Reaktion benötigt Energie zum Ablau- fen



Definition

Der Reinstoff Wasser (eine Verbindung) wurde in zwei Reinstoffe zersetzt. Dieser Vorgang läuft nur solange, wie Energie zugefügt wird.

Zusatzinformation

Vielleicht hast Du schon mal die chemische Formel H_2O gehört. Sie ist die Formel von Wasser. In einem späteren Kapitel wirst Du mehr darüber lernen.

2.4 Die Zersetzung von Quecksilberoxid

w:Quecksilber⁵ Der folgende Versuch ist für die Schule ungeeignet, da im Verlauf ein sehr giftiger Stoff entsteht.

Theoretischer Versuch: Erhitzen von Quecksilberoxid. Das entstehende Gas wird in einem mit Wasser gefülltem Reagenzglas aufgefangen (pneumatisch).

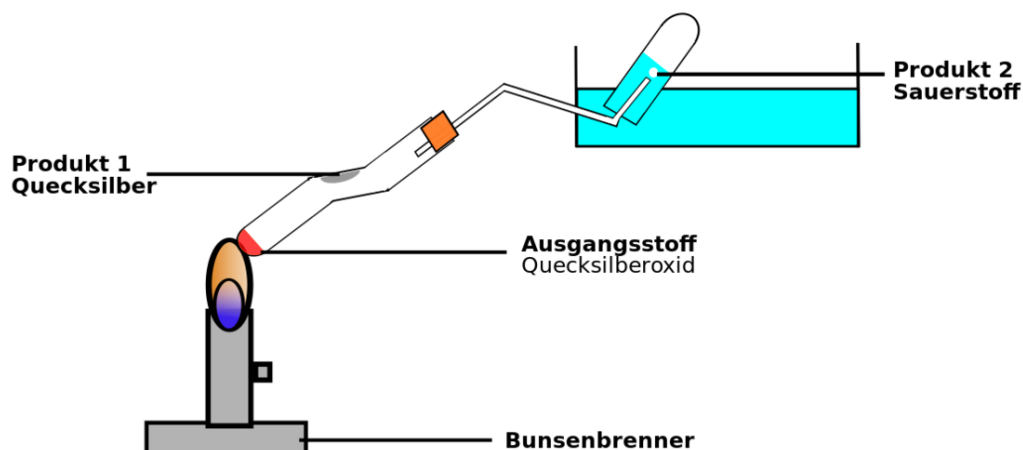


Abb. 14 Zersetzung von Quecksilberoxid

Beobachtung	Schlussfolgerung
<ul style="list-style-type: none"> • beim Erhitzen entstehen Gasblasen • die spätere Glimmspanprobe ist positiv 	→ Sauerstoff ist entstanden
silbrig glänzende Tröpfchen am oberen Ende des Reagenzglases (dort wo es noch kälter ist)	→ Es ist das Metall Quecksilber entstanden

Quecksilberoxid besteht aus zwei Elementen: Quecksilber und Sauerstoff. Quecksilber ist ein grauer Stoff, der sich nach dem Erhitzen am kalten Reagenzglasrand absetzt.

⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Quecksilber>

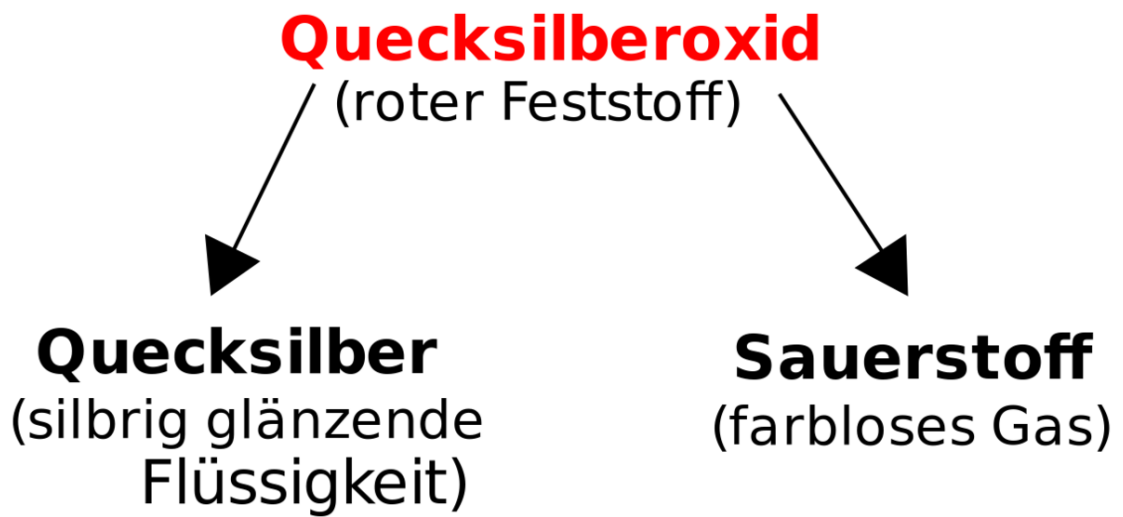


Abb. 15 Spaltung Quecksilber

Definition

Entstehen aus 1 Reinstoff mindestens 2 neue Reinstoffe, so spricht man von einer Zersetzung.

Sauerstoff
Reinstoff
Element

+ + +

Quecksilber
Reinstoff
Element

↑ ↑ ↑

E E E

+ + +

Quecksilberoxid
Reinstoff
Verbindung

Quecksilber selbst kann durch keinen weiteren Versuch zersetzt werden.

Definition

Erweiterte Elementdefinition: Ein Element ist ein Reinstoff, der nicht weiter zersetzt werden kann.

2.5 Die Zersetzung von Silbersulfid

Ein ähnlicher Versuch ist durch das Erhitzen von Silbersulfid ('Schwefelsilber') möglich. Kannst Du ihn erklären?

Vor der Reaktion:

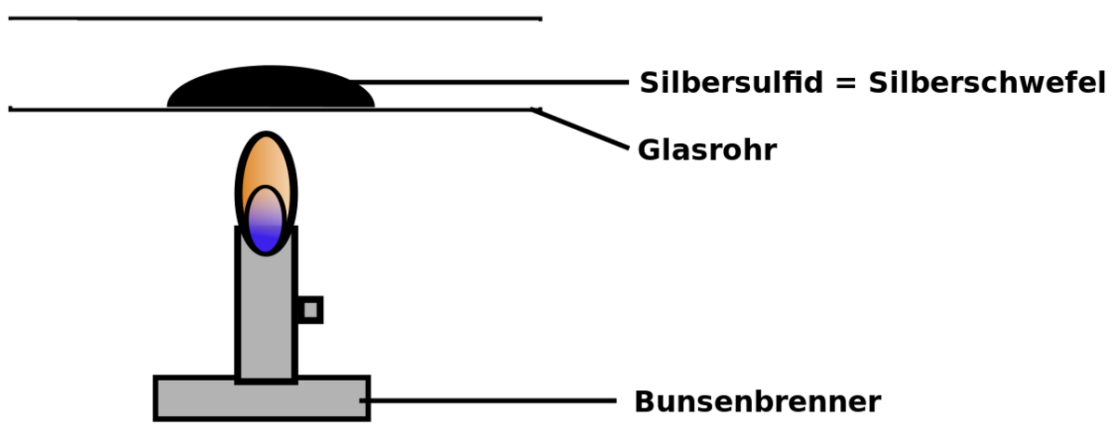


Abb. 16 vor der Reaktion

Nach der Reaktion sieht das Glasrohr folgendermaßen aus:

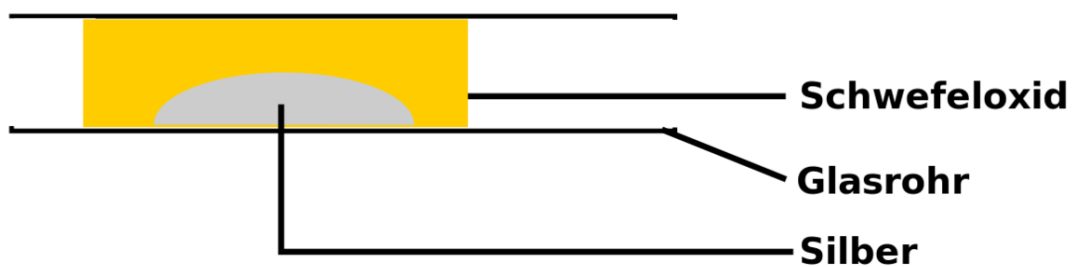


Abb. 17 nach der Reaktion

Auflösung:**Beobachtung**

Schwefelsilber ist ein grau/schwarzer Stoff, der in einem Rohr zur Reaktion gebracht wird. Dabei entsteht aus ihm Schwefel und Silber. Das Schwefel setzt sich am kalten Glasrand ab, das Silber bleibt wegen seiner hohen Dichte am Glasboden liegen.

Schlussfolgerung

Beim Erhitzen zerfällt Schwefelsilber in seine Elemente Silber und Schwefel. Man spricht auch von einer „*thermischen Zersetzung*“.

2.6 Berzelius neue „Geheimschrift“

w:Alchemisten⁶ hatten im Mittelalter oft die Aufgabe Gold herzustellen. Sie waren dazu auf der Suche nach dem so genannten „Stein der Weisen“, welcher auch ewiges Leben versprach. Damit niemand die "Geheimnisse" der Alchemisten stehlen konnte, notierte jeder von ihnen seine Ergebnisse in einer anderen Geheimschrift. Da Alchemisten zwar kein Gold herstellen konnten, aber oft unglaubliche und eindrucksvolle Experimente durchführten, glaubten viele Menschen, dass die Chemie Hexerei sei und hatten Angst davor.

Der Schwede w:Berzelius⁷ (1779-1848) führte sehr umfangreiche und für die damalige Zeit extrem genaue Experimente durch. Er wusste dadurch, dass es eine Vielzahl von Stoffen gab und er nannte alle Reinstoffe, die nicht durch eine Vereinigung entstanden sind, *Elemente*. Stoffe die durch eine Vereinigung entstehen, nannte er *Verbindung*. Er bestimmte die für Elemente noch heute gültige und wichtige Definition:

Definition

Ein Element ist ein Reinstoff, der nicht weiter zersetzt werden kann

Durch diese genaue Definition war es ihm möglich, sogar drei neue chemische Elemente, w:Cer⁸, w:Selen⁹ und w:Thorium¹⁰ zu entdecken und die Elemente w:Silizium¹¹, w:Zirkonium¹² und w:Titan (Element)¹³ als Erster in reiner Form zu isolieren.

Damit alle Chemiker davon profitieren konnten, führte er zur Vereinheitlichung das heute übliche System der chemischen Formelzeichen ein, bei dem jedes Element durch einen oder zwei Buchstaben des Alphabets symbolisiert wird. Bei Symbolen mit zwei Buchstaben wird, um Verwechslungen zu vermeiden, der Zweite grundsätzlich klein geschrieben. Nun konnten auch nicht-Chemiker diese Schrift verstehen und Einblick in die neue Wissenschaft haben. So verdiente sich Berzelius die Ehre, kein Alchemist mehr gewesen zu sein, sondern vielmehr der Begründer der modernen Chemie.

6 <http://de.wikipedia.org/wiki/Alchemisten>

7 <http://de.wikipedia.org/wiki/Berzelius>

8 <http://de.wikipedia.org/wiki/Cer>

9 <http://de.wikipedia.org/wiki/Selen>

10 <http://de.wikipedia.org/wiki/Thorium>

11 <http://de.wikipedia.org/wiki/Silizium>

12 <http://de.wikipedia.org/wiki/Zirkonium>

13 <http://de.wikipedia.org/wiki/Titan%20%28Element%29>

2.6.1 Beispiele für Berzelius neue „Schrift“:

Elementname	Symbol	Ursprung	Elementname	Symbol	Ursprung
Wasserstoff	H	H ydrogenium	Aluminium	Al	A luminium
Sauerstoff	O	O xxygenium	Gold	Au	A urum
Kohlenstoff	C	C arboneum	Silber	Ag	A rgentum
Stickstoff	N	N itrogenium	Quecksilber	Hg	H ydrargyrum
Schwefel	S	S ulfur	Blei	Pb	P lumbum
Kupfer	Cu	C uprum	Magnesium	Mg	M agnesia
Eisen	Fe	F errum	Phosphor	P	P hosphorium

Definition

Hinweis: Der wissenschaftliche Name hat oft seinen Ursprung aus dem Latein oder Altgriechischen.

2.6.2 Aufgaben:

1. Lies den Text und unterstreiche mit einem Bleistift alle Schlüsselwörter mit einer Wellenlinie, alle Nebeninformationen mit einer geraden Linie.
2. Lies den Text nochmals durch, wenn Du keine Änderungen mehr an Deinen Schlüsselwörtern und den Nebeninformationen hast, kennzeichne die Schlüsselwörter mit einem Textmarker und unterstreiche die Nebeninformationen mit einer feinen roten Linie.
3. Erstelle einen Spickzettel mit den 10 wichtigsten Schlüsselwörtern (und Zeichnungen/ Skizzen)
4. Übe mit Deinem Spickzettel einen freigesprochenen Vortrag zu halten
5. Überlege Dir, warum Berzelius eine „Kurzschreibweise“ eingeführt hat. (Tipp: Welchen Sinn haben Abkürzungen im Straßenverkehr)
6. Warum hatten die Elemente damals oft einen lateinischen oder griechischen Namen?

2.7 Zusammenfassung: Gemisch - Reinstoff - Element - Verbindungen

Reinstoffe

Gemisch



Abb. 18 waagerechte Pfeile
1

Eigenschaften von Reinstoffen

Jeder noch so kleine Teil besitzt alle Eigenschaften des Stoffes. Das heißt: alle Teilchen dieses Stoffes sind gleich! zum Beispiel:

- reiner Zucker
- reines Kochsalz

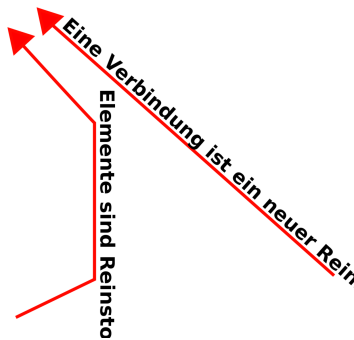


Abb. 19 senkrechte Pfeile

Eigenschaften eines Gemisches

Jeder einzelne Bestandteil eines Gemisches ist einem der beiden ursprünglichen Reinstoffe zuzuordnen und hat dessen Eigenschaften. Beispiele sind:

- Schwefel / Eisen;
- Mineralwasser/ Kohlensäure
- Kakao = Schokolade/ Fett/ Milch/ Wasser
- Kaffee/ Wasser

Eigenschaften von Elementen

Elemente sind nicht zersetzbar

Element

Eigenschaften von Verbindungen

Verbindungen wie zum Beispiel

- Schwefeleisen
 - Schwefelsilber
 - Quecksilberoxid
- sind zersetzbar.
Verbindung



Abb. 20 waagerechte Pfeile
2

2.8 Aufgaben

1. Lies den Text in der Tabelle aufmerksam und vervollständige die folgenden Sätze:
 - a) Die Trennung eines ist mit einfachen physikalischen Methoden möglich.
 - b) Ein kann nicht mehr in zwei Reinstoffe zersetzt werden.
 - c) Die funktioniert nur bei Verbindungen.
 - d) Bei der Vereinigung zweier Reinstoffe entsteht eine
 - e) Die Trennung (Zersetzung) einer Verbindung ist nur mit Mitteln möglich.
 - f) Zerkleinert man ein Gemisch, so findet man mindesten zwei verschiedene
 - g) Ein Element ist ein Reinstoff, der nicht weiter werden kann.
2. Beispiele aus der Chemie:
 - a) Schwefel und Eisen vereinigen sich zu
 - b) Zersetzt man Silberschwefel so entstehen und
 - c) Die Verbrennung von Kohle ist eine von Kohlenstoff und Sauerstoff.
 - d) Kakao ist ein Gemisch aus,, und
 - e) Mineralwasser mit Sprudel ist ein aus Kohlenstoffdioxid und Wasser.
3. Schlage in Deinem Chemieheft alle bisher benutzten Chemikalien nach und trage sie in Dein Heft in eine Tabelle ein. Unterstreiche dann alle Stoffe mit den folgenden Farben:
Gemische in gelb, Verbindungen in grün, Reinstoffe in blau und Elemente in rot

Stoff	Zersetzungsprodukt	Weiter zersetzbar?
Rohrzucker	Zuckerkohle, Qualm	nein
.....

2.9 Karteikarten erstellen

Erstelle zum Lernen eigene Karteikarten mit den bisher genannten Definitionen und Zeichnungen.
Folgende Begriffe sollten dabei auf keinen Fall fehlen:

- Element
- Vereinigung,
- Zersetzung,
- Elementsymbole,
- Reinstoff,
- Aggregatzustände
- Gemisch
- Trennungsmethoden

Ein Element ist ein Stoff, der aus gleichen Atomen besteht.

2.10 Wiederholungsfragen Kapitel 2

1. Nenne Merkmale von chemischen Reaktionen und entscheide, ob eine in den Beispielen eine solche vorliegt:
 - a) Wäsche bei 40°C waschen
 - b) eine CD zerbrechen
 - c) eine CD schmelzen
 - d) Holz im Kamin entzünden
2. Erkläre die Begriffe Vereinigung und Zersetzung und nenne für beide Reaktionen je zwei Beispiele.
3. Was ist der Unterschied zwischen einer Vereinigung (von z. B. Eisen und Schwefel) und dem Mischen (von z. B. Eisen und Schwefel)?
4. Was ist der Unterschied zwischen einer Zersetzung und dem Trennen?
5. Nenne Stationen im Leben von Berzelius.
6. Erkläre mit Deinen Worten den Vorgang der Vereinigung. Warum ist ein Gemisch nicht vereinigt?
7. Eine Testfrage lautete: Wie kann man feststellen, ob sich Silber und Schwefel in einer Reaktion tatsächlich vereinigt habe? (5P)

Ein Schüler schreibt dazu: „Wenn sich Silber und Schwefel zu Silbersulfid vereinigen, kann man es leicht zeigen, indem man beide Stoffe in Wasser gibt. Silber schwimmt nicht und Schwefel schwimmt. Durch diese Trennung ist beweisen, dass beide Stoffe in Silbersulfid enthalten sind.“

Wie viele Punkte würdest Du dem Schüler geben? Begründe Deine Meinung?

3 Erforschen des Verbrennungsvorgangs

3.1 Erforschung des Verbrennungsvorgangs: Vereinigung oder Zersetzung?

Die Verbrennung von Brennstoffen ist ein chemischer Vorgang, der für die Menschheit schon immer einer der wichtigsten war. Erst durch die Entdeckung des Feuers konnte eine Zivilisation sich entwickeln. Auf den folgenden Seiten wirst Du viel Neues über das Feuer (welches ja im Altertum noch als Stoff, sogar als Element verstanden wurde) und den Verbrennungsvorgang lernen. Zuerst beschäftigen wir uns mit der Frage, ob eine Verbrennung eine Vereinigung oder eine Zersetzung ist. Dazu schauen wir uns die Masse vor und nach der Reaktion an und ziehen Schlussfolgerungen.

Würde man die Masse bei einer Verbrennung untersuchen, so wären drei theoretische Ergebnisse denkbar:

Massenzunahme → **Vereinigung**

Massenabnahme → **Zersetzung**

Keine Massenänderung → **Verbrennung ist keine chemische Reaktion**

Schüler vermuten hier vieles. . . Es ist ja auch verwirrend, denn eine Kerze und ein Grillfeuer verlieren doch Masse, oder?

3.2 Verbrennung von Stahlwolle auf einer Balkenwaage

Versuchsbeschreibung

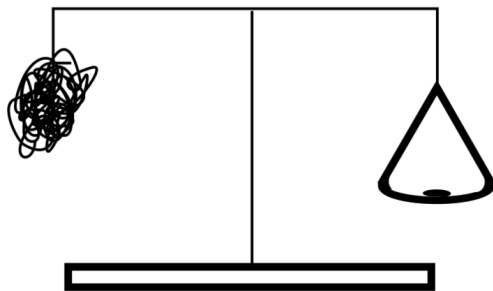


Abb. 21 Erforschen des Verbrennungsvorgangs1

Stahlwolle wird an eine Balkenwaage gehängt und mit dem Brenner entzündet. Als Alternative kann die Stahlwolle auch mit einer 4,5 V Batterie entzündet werden.

Beobachtung Die Seite mit der Stahlwolle wird schwerer. (Zuerst wird die Seite mit der Stahlwolle vielleicht leichter, dann deutlich schwerer.)

Die Verbrennung ist eine Reaktion mit Luftsauerstoff. Die Stahlwolle verbrennt dabei mit Sauerstoff zu Eisenoxid, welches schwerer als Eisen ist.

Definition

→ Jede Verbrennung ist eine Vereinigung mit Sauerstoff (=Oxidation).

Es bildet sich ein Oxid.

3.2.1 Aufgaben

1. Erkläre mit eigenen Worten die Massenänderung bei diesem Versuch.
2. Warum wird die Kerze bei der Verbrennung leichter?
3. Die Feuerwehr ist immer daran interessiert, wie man am Besten ein Feuer löschen kann. Vergleiche die Löschwirkung von Wasser und CO₂ - Schaum.
4. Wie würde die Feuerwehr ein brennendes Holzfeuer, und wie ein Benzinfeuer löschen?

3.3 Erforschung des Verbrennungsvorgangs: Ist Luft ein Element?

Der Sauerstoff für die Verbrennung kommt aus der Umgebungsluft. Luft wurde im Altertum als Element bezeichnet. Nachdem Du schon weißt, dass Feuer kein Element ist (und Wasser auch nicht - siehe Wasserzersetzung), entsteht die Frage, ob Luft ein Element oder ein Gemisch ist.

Versuchsbeschreibung Spiritus wird unter einer Glasglocke entzündet.

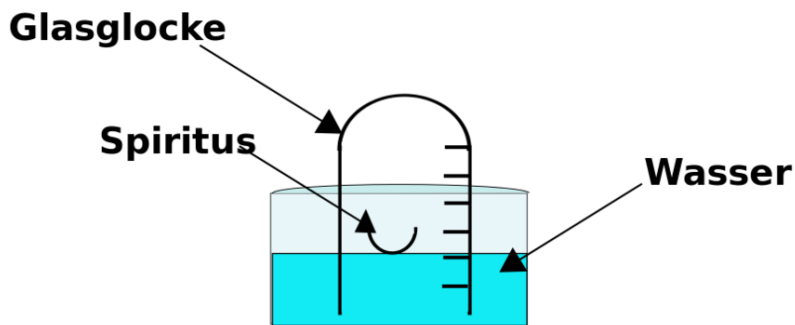


Abb. 22 Erforschen des Verbrennungsvorgangs2

Beobachtung	
Wasserpegel sinkt und manchmal entweicht Luft beim Reaktionsstart	→ Durch die Hitze der Flamme wird die Luft erwärmt. Sie dehnt sich aus.
Die Flamme erlischt.	→ Spiritus verbrennt mit Sauerstoff. Wenn der Sauerstoffanteil von 21% auf 16% gesunken ist, erlischt die Flamme.
Das Wasser steigt etwa 20%.	→ Ein Teil des Sauerstoffs hat reagiert. Da dieser aber in Kohlenstoffdioxid umgewandelt wird, hat dieser Effekt keine Auswirkung auf die Volumenänderung. Tatsächlich verringert sich das Volumen, weil das Gasgemisch nach dem Verlöschen der Flamme abkühlt und sich zusammenzieht. Eine verbreitete Fehlvorstellung ist, durch den „fehlenden“ Sauerstoff würde Platz frei. http://www.wer-weiss-was.de/theme50/article2187155.html
	<p>Merksatz</p> <p>→ Luft ist ein Gemisch und kein Element</p>

3.4 Die Zusammensetzung der Luft

In Luft sind enthalten	Volumenprozent
Sauerstoff	20,95%
Stickstoff	78,1%
Edelgase	0,93%
Kohlenstoffdioxid + Restgase	0,03%

Definition

Rund 1/5 der Luft besteht aus Sauerstoff.

Nur dieser kann sich mit brennbaren Stoffen bei einer Verbrennung vereinigen.
Die Vereinigung eines Stoffes mit Sauerstoff nennt man Oxidation.

Die Verbindungen der Elemente mit Sauerstoff nennt man Oxide.

Eisenwolle

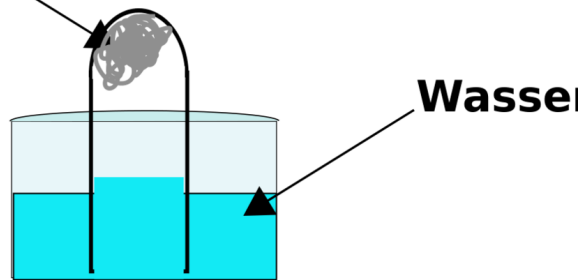


Abb. 23 Erforschen des Verbrennungsvorgangs³

3.4.1 Aufgaben

1. Aufgabe
 - a) In einem Becherglas, das mit Wasser gefüllt ist, steht ein Reagenzglas mit der Öffnung nach unten. Es enthält Stahlwolle, die mit Wasser getränkt ist (siehe Zeichnung). Lässt man den Versuch zwei Tage stehen, steigt das Wasser im Reagenzglas an. Erkläre.
 - b) Um wie viel Prozent kann das Wasser nur steigen? Warum?
2. Kommt man bei Wiederholung des Versuches zum gleichen Ergebnis?
3. Warum kannst Du ausschließen, dass Luft ein Element ist?

3.5 Informationen zum Sauerstoff

Nach: w:Sauerstoff¹

w:Sauerstoff² wurde im Mittelalter auch Oxygenium genannt (von griech. oxýs „scharf, spitz, sauer“ und genese „erzeugen“ - (Symbol O)), weil man falscherweise vermutete, dass Sauerstoff für die Bildung von Säuren verantwortlich ist. Das Element Sauerstoff stellt in der Erdhülle mit 49,4

¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Sauerstoff>

² <http://de.wikipedia.org/wiki/Sauerstoff>

Massenprozent das häufigste, im Weltall das dritthäufigste Element dar. Unter Normalbedingungen ist es ein farb-, geruch- und geschmackloses Gas.

Atomarer Sauerstoff, das heißt Sauerstoff in Form freier, einzelner Sauerstoffatome, kommt in der Natur nicht vor. Vielmehr kommt er immer als Verbindung aus zwei Sauerstoff-Atomen (O_2) vor. Eine weitere Form ist das wenig stabile Ozon (O_3). In der Luft hält sich der relativ reaktionsfreudige Sauerstoff auf Dauer nur wegen der Tatsache, dass die Erde Lebewesen beherbergt, die immer neuen Sauerstoff produzieren - ansonsten würde er nur in Verbindungen, vor allem in Form von Metalloxiden oder Wasser vorkommen.

Von der Urzeit bis über das Mittelalter hinaus war das Feuer für den Menschen eine unerklärliche Erscheinung. Lange Zeit wurde es von den Menschen als Gabe des Himmels hingenommen. Die Chemiker des Mittelalters, die sogenannten Alchimisten, fingen an, sich über das Wesen des Feuers Gedanken zu machen. Sie kamen dabei zu der Ansicht, das Feuer sei ein Grundstoff. Gegen Ende des 17. Jahrhunderts suchte man eine Erklärung für die Verbrennung. Die Forscher vermuteten einen leichten geheimnisvollen Stoff, das Phlogiston, der aus brennenden Stoffen entweicht. Somit wäre die Verbrennung allerdings eine Zersetzung gewesen, was leicht zu widerlegen ist. Bei dieser Annahme blieb man auch dann noch, als der schwedische Apotheker w:Carl Wilhelm Scheele³ 1772 den Sauerstoff entdeckte.

Der Sauerstoff war nun zwar erforscht, doch seine Bedeutung bei der Verbrennung noch nicht geklärt. Dafür sorgte dann der Pariser Forscher w:Antoine Lavoisier⁴ (1743 - 1794). Beim Experimentieren kam dieser zu dem Ergebnis, dass sich bei der Verbrennung ein Stoff mit Sauerstoff verbindet. Er konnte mit einer Waage nachweisen, dass ein Stoff beim Brennen nicht leichter, sondern schwerer wird. Der Grund dafür ist das Gewicht des Sauerstoffs, der während der Verbrennung aufgenommen wird. Die Erklärung der Verbrennung, die uns heute selbstverständlich, notwendig und unabhömmlich erscheint, ist also das Ergebnis langen Forschens.

Einige bekannte Verbindungen, in denen Sauerstoff vorkommt sind Wasser, Kohlendioxid, Siliziumdioxid (=Sand), viele Säuren, in vielen Salzen als Säurereste, Zucker, Silikate und viele mehr.

- Sauerstoff ist das häufigste Element auf der Erde. Es ist ein farb- und geruchloses Gas
- Es hat die chemische Formel O_2 (d.h. ein Sauerstoffatom ist mit einem anderen vereinigt)
- Siedepunkt: **-182,9°C** (Sauerstoff ist als Flüssigkeit hellblau)
- Schmelzpunkt: **-218,4°C** (Sauerstoff ist als Feststoff eine hellblaue kristalline Masse)
- Bei 0°C hat Sauerstoff (1,43 g/l) eine größere Dichte als Luft (1,29 g/l)
- Auch Gase lösen sich in Wasser (nicht nur Feststoffe wie Zucker oder Salz). Bei 20°C lösen sich in einem Liter Wasser 31,1 ml O_2 - So können auch Lebewesen, die unter Wasser leben, atmen.
- Sauerstoff wurde 1774 unabhängig voneinander durch w:Joseph Priestley⁵ und Carl Wilhelm Scheele entdeckt.

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Carl%20Wilhelm%20Scheele>

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Antoine%20Lavoisier>

5 <http://de.wikipedia.org/wiki/Joseph%20Priestley>

3.6 Der Sauerstoff

Im Labor kann man Sauerstoff leicht aus Nitraten herstellen. Diese sind aus diesem Grunde auch in vielen Sprengstoffen enthalten.

Aber Achtung! Führe diese Versuche nicht außerhalb der Schule durch - Nitrate sind unberechenbar. Selbst mit viel Erfahrung ist der Umgang damit sehr gefährlich!

Versuchsbeschreibung Erhitzen von Kaliumnitrat. In das Reagenzglas werden dann die folgenden Stoffe gehalten:

- a) Glimmspan
- b) Holzkohle
- c) Schwefel

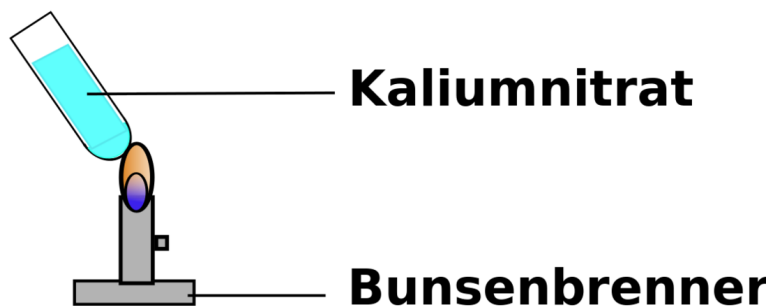


Abb. 24 Erforschen des Verbrennungsvorgangs⁴

Beobachtung

- Das Salz Kaliumnitrat (weißer kristalliner Feststoff) schmilzt
- Gasblasen steigen auf
- weißer Rückstand

zu a) Glimmspanprobe positiv

zu b) Holzkohle glüht auf

zu c) Schwefel verbrennt mit hellblauer Flamme

Kaliumnitrat wird zersetzt in Sauerstoff und Kaliumnitrit (Vorsicht: Giftig!). Der Sauerstoff ermöglicht erst die Verbrennung des Kohlenstoffes im Holz. Er ist somit für die Oxidation verantwortlich. Da das Kaliumnitrat den Sauerstoff bereitstellt, wird es als

Merksatz
Oxidationsmittel

bezeichnet.

+ Kaliumnitrit
+ Energie
+ Energie

↑ Sauerstoff
↑ Kohlenstoffdioxid
↑ Schwefeloxid

+ Energie
+ Sauerstoff
+ Sauerstoff

Kaliumnitrat
Holzkohle
Schwefel

Definition

Sauerstoff ist unverzichtbar als Partner für jede Verbrennung. Er oxidiert dabei seinen Reaktionspartner und wird deshalb auch Oxidationsmittel genannt.

3.7 Was brennt bei der Kerze?

w:Kerze⁶

Kerzen dienten früher, neben Fackeln, Öl- und Talglampen, als Lampen für die Lichterzeugung. Kerzen werden heute noch in der Kirche, zu Hause oder bei Festen verwendet, um eine entspannte Atmosphäre zu schaffen.

Es gibt eine wichtige und einfache Frage: Was brennt da eigentlich? Du wirst Dich wundern, wie kompliziert die Antwort ist.

Führe doch mal in Gegenwart Deiner Eltern folgenden Versuch durch: Nimm eine brennende Kerze, lösche diese und nähere dich sofort von Oben mit einem brennendem Streichholz.

→ Entzündung trotz Distanz

Was folgt aus diesem Versuch? Was brennt nun eigentlich? Der Docht?

Erklärung: Ein saugfähiger, nicht schmelzbarer Docht, meist ein Faden aus Baumwolle, ist von niedrig schmelzendem Wachs umgeben. Als Wachs diente früher Bienenwachs (Schmelzpunkt bei ca. 65°C), heute meist Stearin (aus tierischen oder pflanzlichen Fetten gewonnen, Schmelzpunkt 56°C) oder Paraffin (Teelichter) mit einem Schmelzpunkt um 55 °C, das seit etwa 1830 aus der Erdölverarbeitung stammt.

Definition

Nach Anzünden des Dochts schmilzt das Wachs. Durch die Sogwirkung des Dochts wird ständig neues (geschmolzenes) Wachs in die Flamme transportiert, wo es verdampft und verbrennt → gasförmiges Kerzenwachs verbrennt.

Hypothese

Kerzenwachs + Sauerstoff → „brennbares Gas“ + Kohlendioxid +

Energie

Zusatzinformation

Die Konvektion, d.h. das Aufsteigen der warmen Verbrennungsgase, versorgt die Flamme mit unverbrauchter Luft und gibt der Kerzenflamme die charakteristische lang gestreckte Form.

Wird der Docht zu lang, beginnt die Kerze zu rußen. Moderne Kerzen enthalten deshalb einen asymmetrisch geflochtenen Docht. Beim Brennen neigt er sich zur Seite und der obere Bereich verglüht (siehe glühende Dochtspitze im Bild).

In einer Stunde verbrennt eine Kerze ca. 3 - 8g Wachs und erzeugt eine Heizleistung von etwa 50 W.

⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kerze>

3.8 Erforschung des Verbrennungsvorgangs II: Die Produkte der Verbrennung I

Nachdem wir uns nun mit den Bedingungen, Ausgangsstoffen und dem Vorgang der Verbrennung beschäftigt haben, wollen wir uns nun die Produkte näher ansehen. Damit wir diese besser untersuchen können, müssen wir uns in einem Vorversuch eine Nachweissubstanz (Kalkwasser) herstellen.

3.8.1 Herstellung von Kalkwasser (CO₂ - Nachweis mit Kalkwasser)

Versuchsbeschreibung Calciumoxid wird mit Wasser gemischt und durch Filtrieren gereinigt. Dabei entsteht Kalkwasser, welches zum Nachweis von Kohlenstoffdioxid dient. Um zu testen, dass es gut funktioniert, wird in einen kleinen Teil des Kalkwassers hinein geblasen.

Beobachtung	
Es entsteht eine milchige Lösung	→ Ein Feststoff entsteht, der sich nicht richtig auflöst.
Nach dem Filtrieren entsteht eine klare Lösung.	→ Der Feststoff bleibt im Filter, das im Wasser bereits gelöste Calciumoxid läuft hindurch, da gelöste Stoffe viel kleiner sind und durch die Poren des Filters passen.
Beim Reinblasen trübt sich die klare Lösung.	→ Durch die Zugabe von Kohlenstoffdioxid trübt sich Kalkwasser. Es muss also ein neuer Stoff entstanden sein, welcher in Wasser unlöslich ist. Dieser Stoff ist Kalk, der als Feststoff ausfällt und auch für die Trübung sorgt.



Definition

Wasserklares Kalkwasser ist ein Nachweismittel für Kohlenstoffdioxid. Bei Kontakt mit diesem wird es durch Kalkbildung milchig trüb.

3.8.2 Nachweis von CO₂ als Verbrennungsprodukt

w:Kohlenstoffdioxid⁷

Versuchsbeschreibung Nun kommen wir zum eigentlichen Versuch. Wir untersuchen die Gase, die bei der Verbrennung von Kerzenwachs entstehen. Das Hauptproblem musst Du allerdings noch selbst lösen: wie kann man Verbrennungsprodukte auffangen, um sie nachweisen? Entwickle eigene Ideen, wie man die Gase einer Kerze auffangen kann. Hast Du eine Möglichkeit gefunden, so füge den Gasen Kalkwasser zu.

Beobachtung Kalkwasser trübt sich

bei der Verbrennung von Wachs entsteht Kohlenstoffdioxid.

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffdioxid>

Definition

Ein Verbrennungsprodukt der Kerze (und aller anderen Kohlenstoffverbindungen auch) ist Kohlenstoffdioxid CO₂.

Hinweise

w:Kohlenstoffmonoxid⁸

- Wenn zu wenig Sauerstoff bei der Verbrennung vorhanden ist, kann Kohlenstoffmonooxid CO entstehen. Dieses ist ein sehr giftiges Gas.
- Da Kohlenstoffdioxid nicht mehr verbrennen kann, ist es ein hervorragendes Löschmittel. In Feuerlöschern findest Du es oft an Schaum gebunden.

3.8.3 Verbrennen von Nicht-Metallen (in reinem Sauerstoff)

Versuchsbeschreibung Der Lehrer zeigt Dir einige besondere Versuche. Er verbrennt Schwefel, Phosphor und Kohlenstoff (für Kohlenstoff nimmt man kohlenstoffhaltige Verbindungen wie z. B.: eine Kerze, eine Zigarette, ein Holzspan, Papier usw...) in reinem Sauerstoff:

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlenstoffmonoxid>

Energie
+
Energie
+
Energie
+

↑ Kohlenstoffoxid
↑ Schwefeloxid
↑ Phosphoroxid

+ Sauerstoff
+ Sauerstoff
+ Sauerstoff

Kohlenstoff
Schwefel
Phosphor

Was haben alle Versuche gemeinsam?

Definition

Bei der Verbrennung von Nichtmetallen entstehen Nichtmetalloxide. Sie bilden sich durch die Vereinigung von Nichtmetall mit Sauerstoff.

Definition

Wiederholung: Die Vereinigung eines Stoffes mit Sauerstoff wird Oxidation genannt.

Kohlenstoffdioxid⁹ ist nicht das einzig mögliche Produkt. Ist für die Verbrennung von Kohlenstoff nicht genügend Sauerstoff vorhanden, so entsteht auch das giftige Kohlenmonoxid.

3.8.4 Aufgaben

1. Um welchen Faktor verbrennen die Stoffe in reinem Sauerstoff schneller als in Luft?
2. Erkläre den Begriff Nichtmetalloxid.
3. Ordne den drei w:Aggregatzustände¹⁰ dir bekannte Nichtmetalloxide zu.
4. Informiere Dich über den Stoff Kohlenmonooxid und seine Gefahren.
5. Weißt Du auch, warum Kohlenmonooxid so gefährlich ist?

3.8.5 Verbrennen von Metallen

Nachdem wir uns mit den Nichtmetallen und ihren Oxiden beschäftigt haben, steht noch die Frage offen, was mit den Metallen passiert, denn das Verbrennen von Metallen entspricht ja meistens nicht den Erfahrungen der Schüler!

Zur Demonstration verbrennt der Lehrer Eisen, Aluminium und Magnesium in reinem Sauerstoff. Du wirst schöne, vielleicht sogar Dir bekannte Effekte beobachten können.

⁹ zur Erklärung di = zwei/ mono = eins

¹⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Aggregatzust%E4nde>

Energie
+ Energie
+ Energie

Eisenoxid
↑
Aluminiumoxid
↑
Magnesiumoxid
↑

Sauerstoff
+ Sauerstoff
+ Sauerstoff

Eisen
Aluminium
Magnesium

Definition

Bei der Verbrennung von Metallen entstehen Metalloxide. Sie bilden sich durch die Vereinigung von Metall mit Sauerstoff.

3.8.6 Aufgaben

1. Erkläre den Begriff „Metalloxid“ mit Deinen eigenen Worten.
2. Lies im Buch oder im Internet über die Verwendung von Metalloxiden¹¹ nach (achte dabei besonders auf die Verwendung zum Färben von Keramik und Ton usw.).
3. Informiere Dich dann über die negativen Seiten von Metalloxiden. Ein gutes Stichwort für Deine Suche ist w:Korrosion¹², w:Korrosionsschutz¹³ oder auch w:Rost (Korrosion)¹⁴.

Verzweifle aber nicht an der Schwierigkeit! Korrosion ist ein komplexes Thema. Viele der chemischen Reaktionen sind noch zu schwer für Deinen momentanen Wissensstand.

3.8.7 Die Entzündungstemperatur

Sauerstoff und der Brennstoff reagieren erst miteinander, wenn die „Bedingungen“ günstig sind. Zu diesen Bedingungen gehört auch eine bestimmte Temperatur. Das ist schon daraus leicht verständlich, da ein Feuer beim Löschen ausgeht, wenn man Wasser darüber gießt. (Wasser kühlt den Brennstoff ab).

Versuchsbeschreibung

In einem Tiegel wird eine kleine Menge Kerzenwachs mit dem Bunsenbrenner solange erhitzt, bis eine Flamme entsteht

Beobachtung

Zuerst bildet sich Wachsdampf, der immer dunkler sowie dichter wird und der sich schließlich von selbst entzündet. Selbst nach dem Löschen durch Ersticken entzündet sich alles oft von selbst wieder.

Auch ohne dass heißes Wachs mit einer Flamme in Berührung kommt, entzündet es sich bei ca. 250°C. Dazu ist nicht unbedingt ein Funke nötig. Das Löschen von solchen Feuern ist sehr schwierig, da sie sich jederzeit wieder von selbst entzünden können.

Definition

Die Entzündungstemperatur (auch Zündtemperatur) ist die Temperatur eines Stoffes, bei der er sich ohne Fremdeinwirkung von selbst entzündet.

An einer offenen Flamme ist die Entzündungstemperatur immer vorhanden, aber auch durch Funken oder heiße Gegenstände kann eine Zündung ausgelöst werden.

11 <http://de.wikipedia.org/wiki/Metalloxide>

12 <http://de.wikipedia.org/wiki/Korrosion>

13 <http://de.wikipedia.org/wiki/Korrosionsschutz>

14 <http://de.wikipedia.org/wiki/Rost%20%28Korrosion%29>

Definition

Wichtig: Flüssige Brennstoffe, die sehr leicht Gase oder Dämpfe bilden, entzünden sich viel schneller als feste Brennstoffe. Sie sind deshalb feuergefährlich (z. B. Benzin).

→ Wenn die Brennstoffe schon gasförmig sind, genügt oft ein Funke, um sie zu entzünden.

Hier einige Beispiele für Temperaturen, bei denen sich Stoff von selbst entzünden:

Brennstoff	Entzündungstemperatur [°C]	Brennstoff	Entzündungstemperatur [°C]
Phosphor weiß	60	Fichtenholz	280
Streichholzkopf	ca. 60	Fett	300
Zündholzkopf	80	Holzkohle	300
Holzkohle	150 - 220	Phosphor rot	300
Ether	170	trockenes Holz	ca. 300
Zeitungsapier	175	Petroleum	300
Stearin	196	Kork	300-320
Kunststoffe	200 - 300	Steinkohle	350 - 600
Benzin	220 - 300	Schreibpapier	360
Terpentin	220	Butan (Flüssiggas für Feuerzeuge)	400
Torf	230	Asphalt	ca. 400
Schwefel	250	Glycerin	400
Paraffin (=Kerzenwachs)	250	Zucker	410
Benzin (Auto)	ca. 250 - 460	Spiritus	425
Dieselöl	250 - 350	Ethanol	425
Heizöl	250	Baumwolle	450
Papier	ca. 250	Methanol	455
Kohle	240-280	Propangas	460
Stroh	250-300	Essig (-säure)	460
Getreide	250-320	Roggenmehl	500
Heu	260-310	Schmieröl	500
Benzin (rein)	250	Methan (=Erdgas)	ca. 600
Weizenstaub	270	Aceton	600
Holz	280-340	Teer	600

Weitere Beispiele findest du unter w:Zündtemperatur¹⁵.

3.9 Übung zur Entzündungstemperatur

Du kannst im Unterricht die Erstaunlichkeit der Zündtemperatur leicht überprüfen.

¹⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Z%C3%BCndtemperatur>

Versuchsbeschreibung Falte ein kleines Blatt als Trichter und durchstoße es mit einer oder zwei langen Metallnadeln im oberen Viertel. Fülle den Trichter bis 1 cm vor die Einstichstellen mit Wasser und stelle darunter eine brennende Kerze.

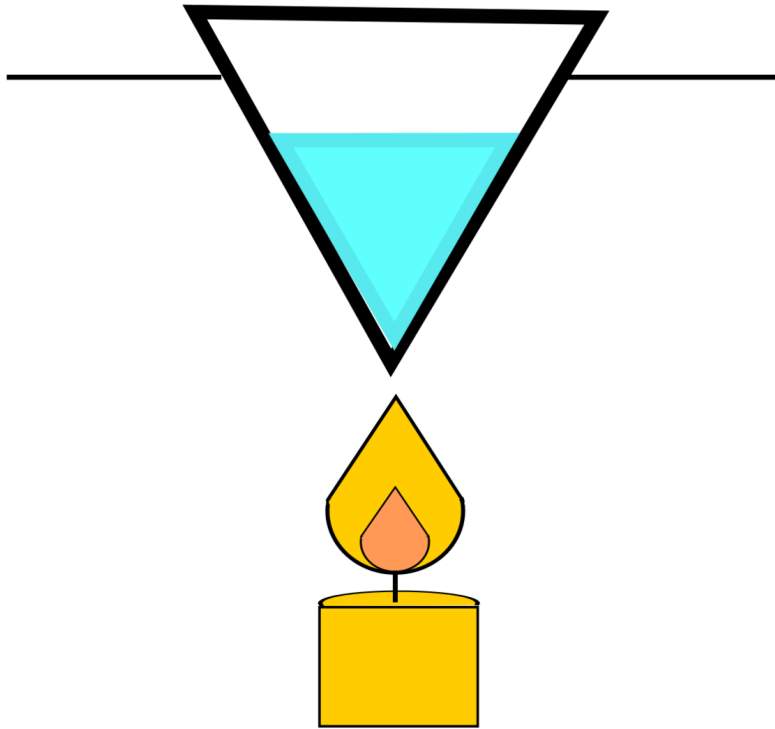


Abb. 25 Erforschen des Verbrennungsvorgangs

Was passiert wohl? Die meisten Schüler vermuten hier Entzündung des Papiers und Auslaufen des Wassers, wobei das auslaufende Wasser die Kerze löscht. Aber, wie heiß kann Papier denn werden, wenn sich darin Wasser befindet?

Beobachtung Das Papier wird schwarz, das Wasser wird warm und beginnt evtl. zu kochen

Papier hat Entzündungstemperatur von 250°C . Solange Wasser in dem Papier ist, kann seine Temperatur nicht $>100^{\circ}\text{C}$ sein. Deshalb kann das Papier sich nicht entzünden, da es vom Wasser gekühlt wird.

Definition

Stoffe, die eine Temperatur unterhalb der Entzündungstemperatur haben, können nicht entzündet werden.

Definition

Für eine Verbrennung werden also immer 3 Dinge benötigt^a

- ein brennbarer Stoff, z. B. Papier, Holz, Kohle, Benzin, Spiritus, Heizöl, Erdgas.
- Sauerstoff
- Entzündungstemperatur.

^a Später wirst Du lernen, dass auch der so genannte Zerteilungsgrad eine Rolle spielt.

3.9.1 Aufgaben

1. Bei einem Waldbrand fliegen mit Wasser beladene Hubschrauber über das Feuer und werfen das Wasser ab. Was verspricht sich die Feuerwehr davon?
2. Warum kann ein Wald, der auf solche Art gelöscht wurde jederzeit wieder anfangen zu brennen?
3. Welche Rolle spielt eigentlich Wind beim Wiederentfachen eines Waldbrandes?
4. Welchem Einfluss hat die Form eines Holzstücks auf seine Entzündung am Lagerfeuer? (Vergleiche dazu einen Ast und einen Baumstamm)

3.10 Verschiedene Formen der Oxidation

Du weißt nun schon sehr vieles über Verbrennungen. Zum Beispiel weißt Du, dass es immer Oxidationen sind. Es gibt aber drei verschiedene Arten von Oxidationen. Die „Stille Oxidation“, die Verbrennung und die explosionsartige Oxidation. Hier lernst Du sozusagen die „Geschwister“ der Verbrennung kennen.

3.10.1 Stille Oxidation (langsam)

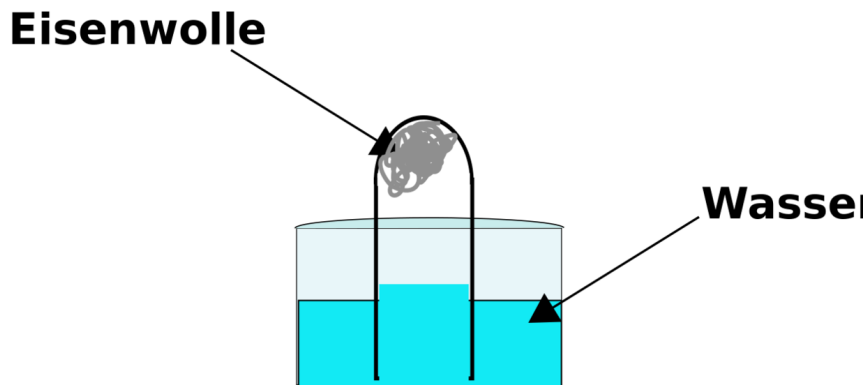


Abb. 26 Erforschen des Verbrennungsvorgangs³

Versuchsbeschreibung Stahlwolle befeuchten und in ein Reagenzglas stecken, welches auf den Kopf stehend in ein Wasserglas gestellt wird

Beobachtung

- Wasser steigt im Reagenzglas nach oben
- Eisenwolle verfärbt sich rotbraun
- Glimmspan erlischt im Restgas

Es hat sich offensichtlich, durch den Sauerstoff und die Luftfeuchtigkeit in dem Reagenzglas Rost gebildet. Der korrekte Ausdruck dafür ist Eisenoxid. Es fand also eine Oxidation statt, ohne dass eine Flamme zu sehen war.

Sauerstoff + Eisen \rightarrow Eisenoxid + Energie (=Rostvorgang)

Definition

Langsam verlaufende Reaktionen mit Sauerstoff nennt man stille Oxidationen.

Weitere Beispiele für stille Oxidationen: Rosten, matt werden von Kupfer, w:Zellatmung¹⁶

Zusatzinformation

Durch die stille Oxidation von Eisen (= Rosten, =Korrosion) entstehen dem Staat jährlich Schäden von mehr als 50 Mrd. Euro. Der Hauptteil des Schadens entsteht durch rostende Autos, Brücken, Leitplanken und Bauwerke. Man kann Eisen aber veredeln, so dass es nicht mehr so stark korrodiert. Durch Zusätze von anderen Metallen, wie Nickel und Entzug von Kohlenstoffresten, die sich bei der Herstellung eingeschlichen haben, wird die Qualität viel besser. Eisen, welches so bearbeitet wurde nennt man w:Stahl¹⁷.

3.10.2 Verbrennung (mittelschnell)

Da Du Verbrennungen nun schon gut kennst, kommt hier nur eine kleine Zusammenfassung:

Definition

Die Verbrennung ist eine unter Licht und Wärmeentwicklung rasch ablaufende Oxidation. Das Leuchten wird durch glühenden Feststoff hervorgerufen.

Im Unterricht hast Du schon z. B. Phosphor, Kerzenwachs, Holz, Papier, Schwefel und Metalle verbrannt. Zur w:Verbrennung (Chemie)¹⁸ gibt es auch einen Wikipedia Artikel.

3.10.3 3. Explosionsartige Oxidationen (sehr schnell)

Explosionen kennst Du von Silvester. Die Explosion ist eine Reaktion, die durch die Zündung fein verteilter Brennstoffe zustande kommt. Die Folge ist eine sehr schnelle, plötzlich verlaufende Kraftentfaltung, die auf dem Ausdehnungsbestreben von plötzlich erhitzten Gasen und Dämpfen beruht.

Versuchsbeschreibung Der Lehrer zeigt Dir die Entzündung von Bärlappsporen.

¹⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Zellatmung>

¹⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Stahl>

¹⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Verbrennung%20%28Chemie%29>

width=30% ! Beobachtung	
Explosion mit Stichflamme	Die Bärlappsporen werden von der Kerzenflamme entzündet. Sie oxidieren explosionsartig.

Definition

Die Oberflächenvergrößerung führt zu einer größeren Zahl an reaktionsbereiten Teilchen. Die Reaktionsgeschwindigkeit kann dabei so groß werden, dass es zur Explosion kommt.

3.10.4 Zusatzinfos: Mehlstaubexplosionen in Mühlen

w:Staubexplosion¹⁹

Gemische aus Staub und Luft sind explosionsfähig, wenn sie aus brennbaren organischen oder anorganischen Stäuben wie z. B. Kohle-, Mehl-, Holz-, Kakao-, Kaffee-, Stärke-, Aluminium- oder Cellulosestaub bestehen. Entscheidend für die Zündfähigkeit ist der Sauerstoffanteil in der Luft und der Zerteilungsgrad des Brennstoffes. Ein Funke kann für die Zündung ausreichen. Besonders gefährlich ist dies in Mühlen, da dort immer etwas Mehlstaub aufgewirbelt wird. Ein Funke reicht aus um unter Umständen eine schreckliche Explosion herbeizuführen.

So kam es am 6.2.1979 in der Rolandmühle in Bremen zur größten Mehlstaubexplosion Deutschlands. Es starben 14 Menschen und 18 weitere wurden verletzt. Der Schaden an der Mühle und den Nachbarhäusern betrug etwa 50 Millionen Euro.

Zusammenfassung

Du kennst nun drei Arten von Oxidationen:

- die langsame stille Oxidation
- die mittelschnelle Verbrennung
- die sehr schnelle Explosion

3.10.5 Aufgaben

1. Kann man stille Oxidationen beobachten?
2. Was denkst Du, warum Explosionen im Chemieunterricht als sehr gefährlich betrachtet werden und warum alle explosiven Stoffe Sicherheitsschilder tragen müssen?
3. Der Verkauf von Silvesterknallern aus osteuropäischen Ländern ist zum Teil in Deutschland verboten, was meinst Du, warum das so ist?
4. Bei der Oxidation von Eisen wird Energie frei. Unterschieden sich die Energiebeträge bei den drei Oxidationsformen? Vergleiche dazu die Verbrennung von etwas Eisen mit der gleichen Menge an rostendem Eisen (z. B. am Fahrrad).

¹⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Staubexplosion>

5. Informiere Dich zu den Konsequenzen der täglich Millionenfachen Verbrennungen auf unserem Planeten. Gute Suchbegriffe sind: w:Luftverschmutzung²⁰, w:Treibhauseffekt²¹, w:Ozonloch²², w:Smog²³

3.11 Gesetz von der Erhaltung der Masse und der Energie

3.11.1 Massenerhaltung

Was geschieht mit der Masse der Reaktionsteilnehmer bei einer chemischen Reaktion?

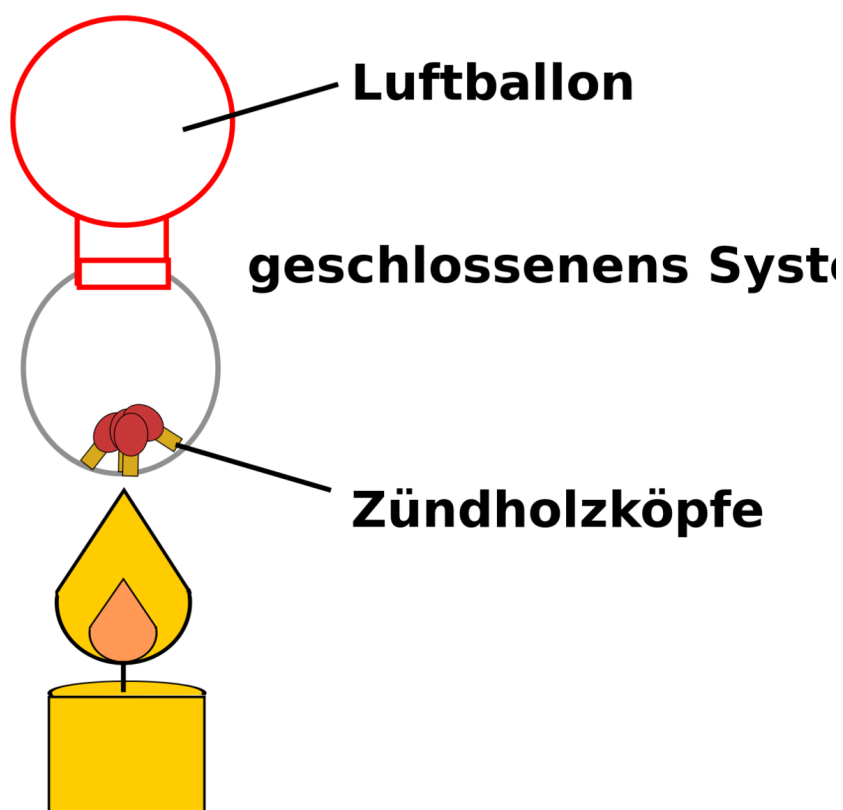


Abb. 27 Erforschen des Verbrennungsvorgangs⁶

Versuchsbeschreibung In einen Rundkolben werden Streichholzspitzen gefüllt. Er wird mit einem Luftballon geschlossen und gewogen.

Beobachtung Luftballon dehnt sich aus und zieht sich wieder zusammen

- Zu Beginn der Reaktion: $m_A = 50,41 \text{ g}$

²⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Luftverschmutzung>

²¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Treibhauseffekt>

²² <http://de.wikipedia.org/wiki/Ozonloch>

²³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Smog>

- Am Ende der Reaktion: $m_E = 50,41 \text{ g}$

Das Gas dehnt sich bei Erwärmung aus und kontrahiert beim Abkühlen.

Definition

→ Die Gesamtmasse der Reaktionspartner hat sich nicht geändert.

Gesetz von der Erhaltung der Masse
Antoine Lavoisier (1743 - 1794): Rien ne se perd, rien ne se crée Die Gesamtmasse ändert sich bei chemischen Reaktionen (im Rahmen der Messgenauigkeiten) nicht.
Masse der Ausgangsstoffe=Masse der Produkte

3.11.2 Energieerhaltung

Gesetz von der Erhaltung der Energie
Albert Einstein (14.3. 1879 - 18.4.1955): Umwandlung von Energie in Masse und von Masse in Energie ist möglich. $E = m \cdot c^2$ ($c = \text{Lichtgeschwindigkeit} = 300.000 \text{ km/s}$)
Bei einer chemischen Reaktion ist die Summe aus Masse und Energie der Ausgangsstoffe gleich der Summe aus Masse und Energie der Endstoffe.
Wird Energie frei, tritt ein unwägbare kleiner Massenverlust auf. Wird Energie investiert, tritt Massenzunahme auf. Dieses kann allerdings mit herkömmlichen Waagen nicht gemessen werden.

3.12 Energieerhaltung bei chemischen Reaktionen

Diesen Sachverhalt kennt man auch als w:Thermodynamik#Erster Hauptsatz²⁴.

Theoretische Vorstellung

Versuchsbeschreibung Nasses CaO wird getrocknet. Anschließend wird wieder Wasser zugegeben.

Beobachtung Es wird Energie zum Entfernen des Wassers benötigt. Die Zugabe von Wasser setzt Energie frei.

Versuchsbeschreibung Wasser, CaO und Becherglas und Thermometer werden gewogen. Dann wird das Wasser zugegeben. Die Temperatur steigt.

Woher stammt die freiwerdende Energie (Temperatur)?

Einstein: $E = m \cdot c^2$. Wenn c eine Konstante ist und nach dem ersten Gesetz die Masse sich nicht ändert, so muss auch die Gesamtenergie bei chemischen Reaktionen unverändert bleiben

→ Wenn Benzin verbrennt und Energie frei wird, muss sie schon vorher enthalten sein.

→ Diese Energie nennt man innere Energie.

²⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Thermodynamik%23Erster%20Hauptsatz>

3.13 Hier sind einige Aufgaben zur Überprüfung Deines Wissens

1. Was brennt eigentlich, wenn du eine Kerze angezündet hast? Beschreibe, welche Aufgabe der Docht hat.
2. Die folgenden Sätze beschreiben, was beim Anzünden einer Kerze geschieht. Leider sind sie durcheinander geraten. Wie muss die richtige Reihenfolge lauten?
 - a) Am Docht befindet sich festes Wachs. Es brennt nicht.
 - b) Der Wachsdampf entzündet sich und beginnt zu brennen.
 - c) Das flüssige Wachs steigt im Docht nach oben (ähnlich wie Tinte im Löschpapier).
 - d) Der Wachsdampf erreicht seine Entzündungstemperatur.
 - e) Wenn man eine Streichholzflamme an den Docht hält, wird das Wachs erhitzt und schmilzt.
 - f) Das Wachs beginnt zu siedend und verdampft.
3. Vergleiche die Flammen von Brenner und Kerze.
4. Es müssen drei Voraussetzungen erfüllt sein, damit etwas brennt. Schreibe sie auf.
5. Beim Gas genügt ein kleiner Funke, um es zu entzünden. Dazu reicht ein leeres Feuerzeug, welches selbst kein Gas mehr enthält.
6. Könntest du auch eine Kerze mit einem leerem Feuerzeug entzünden? Begründe.
7. Manche Stoffe dürfen nur in einem heißen Wasserbad erhitzt werden. Welche Stoffe könnten das deiner Meinung nach sein? Begründe Deine Meinung.
8. Stelle die Reaktionsgleichung der Verbrennung von a) Schwefel, b) Kohlenstoff, c) einem beliebigem Metall auf
9. Wozu dient Kalkwasser? Wie stellt man es her?
10. Schlage einen Versuchsaufbau vor, der beweist, dass man Kohlenstoffdioxid ausatmet.
11. Was ist eine Oxidation? Nenne die verschiedenen drei Formen der Oxidation? Kann man stille Oxidationen beobachten?
12. Was denkst Du, warum Explosionen im Chemieunterricht als sehr gefährlich betrachtet werden und warum alle explosiven Stoffe Sicherheitsschilder tragen müssen?
13. Der Verkauf von Silvesterknaller aus osteuropäischen Ländern ist zum Teil in Deutschland verboten, was meinst Du warum das so ist?
14. Informiere Dich zu den Konsequenzen der täglich millionenfachen Verbrennungen auf unserem Planeten. Gute Suchbegriffe sind Luftverschmutzung, Treibhauseffekt, Ozonloch, Smog.
15. Um welchen Faktor verbrennen Stoffe in reinem Sauerstoff schneller als in Luft? Nenne Beispiele aus dem UR.
16. Erkläre den Begriff Nichtmetalloxid und ordne den drei Aggregatzuständen dir bekannte Nichtmetalloxide zu.
17. Informiere dich über den Stoff Kohlenmonoxid und seine Gefahren.
18. Was ist der Unterschied zwischen Sauerstoff und Luft? Wie kann man entstehenden Sauerstoff nachweisen?
19. Ist Luft ein Element? Schlage einen Versuchsaufbau vor, mit dem dies gezeigt werden kann.
20. Verbrennt ein Stückchen Kohle schneller in Luft, Stickstoff oder reinem Sauerstoff?
21. Bei einem Waldbrand fliegen mit Wasser beladene Hubschrauber über das Feuer und werfen das Wasser ab. Was verspricht sich die Feuerwehr davon? Warum kann ein Wald, der auf solche Art gelöscht wurde jederzeit wieder anfangen zu brennen? Welche Rolle spielt eigentlich Wind beim wieder entfachen eines Waldbrandes?
22. Was versteht man unter der Entzündungstemperatur? Nenne ein Beispiel, wo die Entzündungstemperatur eine wichtige Rolle spielt

23. Welchem Einfluss hat die Form eines Holzstücks auf seine Entzündung am Lagerfeuer? (Vergleiche dazu einen Ast und einen Baumstamm)
24. Ein Schüler sagt: „eine Verbrennung ist eine Oxidation, aber nicht jede Oxidation ist eine Verbrennung“. Hat der Schüler damit recht?
25. Ordne die folgenden Stoffe nach ihrer Entzündungstemperatur: Streichholz, Benzindampf, Holzkohle, Stroh. Was ist ein Metalloxid? Erkläre und nenne drei Beispiele (Was ist ein Nichtmetalloxid?)
26. Wozu verwendet man Metalloxide?
27. Ist die Verbrennung von Kupfer eine Oxidation? Begründe Deine Meinung.
28. Erkläre den Unterschied zwischen Element und Verbindung.
29. Erkläre die Vereinigung von Eisen und Schwefel und die Zersetzung von Quecksilberoxid.
30. Auf dem Herd hat eine Bratpfanne angefangen zu brennen. Was ist passiert? Wie kann sie gelöscht werden?
31. In einem Grill brennt Grillkohle. Liegt eine chemische Reaktion vor? Begründe Deine Meinung und stelle die Reaktionsgleichung auf.

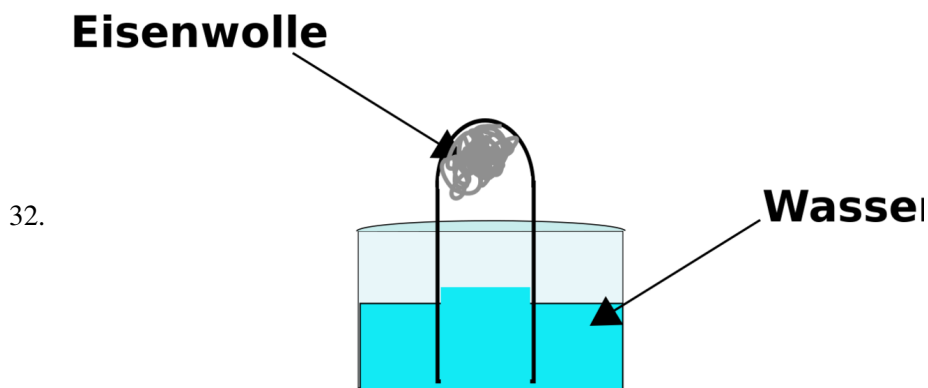


Abb. 28 Erforschen des Verbrennungsvorgangs

In einem mit Wasser gefüllten Becherglas steht ein Reagenzglas mit der Öffnung nach unten. Es enthält feuchte Eisenwolle. Lässt man den Versuch zwei Tage stehen, steigt das Wasser im Reagenzglas an. Erkläre, warum und um wie viel Prozent das Wasser steigt.

4 Säuren und Laugen

4.1 Säuren und Laugen

4.1.1 Was sind Säuren und Laugen?

- Die erste Säure, die man schon im Altertum kannte, war Essig. Im Mittelalter waren weitere Säuren bekannt (zum Beispiel Salz-, Salpeter- und Schwefelsäure).
- Salzsäure und Essigsäure kann man am Geruch erkennen, jedoch wird von einer Geruchsprobe dringend abgeraten!
- Die Wirkung der Säuren: Säuren ätzen! Sie greifen besonders unedle Metalle und Kalk an. Aber auch Kleidung und die Haut sind bei Kontakt in Gefahr.
- Die „Gegenspieler der Säuren“ sind die Laugen. Sie sind ebenfalls ätzend und greifen viele andere Stoffe an, die von Säuren nicht unbedingt stark angegriffen werden (zum Beispiel Haare, Haut und Fett).
- Natriumhydroxid-Lösung und Kaliumhydroxid-Lösung sind bekannte Laugen.
- Laugen sind genauso gefährlich, nur etwas weniger bekannt als Säuren. Sie greifen viele natürliche Stoffe an, aber i. A. keine Metalle - eine Ausnahme ist Aluminium. Deshalb entfernt ein Abflussreiniger, wie zum Beispiel „Abflussfrei“ auch Haare und Fette, aber schädigt die Rohre nicht.
- Säure und Laugen kann man verdünnen. Gibt man zu Säure die gleiche Menge (oder mehr) Wasser hinzu, so ist die Wirkung deutlich schwächer
- Vorsicht! Verätzungen können immer passieren. Am besten die Stelle sofort mit Wasser abspülen. Verätzte Kleidung muss ausgezogen werden. Wenn etwas in die Augen kommt: gut auswaschen und sofort zum Arzt!
- Laugen liegen oft als Feststoff vor, den man noch in Wasser auflösen muss.
- Es ist ein weit verbreitetes Vorurteil, dass Säuren und Laugen immer Flüssigkeiten sind. Wahr ist vielmehr, dass es auch bei Raumtemperatur feste und gasförmige Säuren gibt. Ein bekannter Vertreter einer festen Säure ist das Vitamin C Pulver (Vorsicht, es greift die Zähne an, wenn es nicht mit viel Wasser verdünnt ist). Eine typisch gasförmige Säure ist die Chlorwasserstoffsäure (HCl).

Definition

Der Mensch kann den Säuregrad einer verdünnten Lösung nicht wahrnehmen, deshalb brauchen wir im Labor ein Hilfsmittel um den Säuregrad zu bestimmen ⇒ Indikatoren

4.1.2 Indikatoren

w:Indikator (Chemie)¹ Indikatoren sind Farbstoffe, die in Säuren und Laugen jeweils eine andere Farbe zeigen. In der Schule wird meist nur w:Universalindikator² benutzt.

Indikator	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Thymolblau	Red	Orange	Yellow	Green	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue	Blue
Methylorange	Red	Orange	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Bromkresolgrün	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Methylrot	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Lackmus	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red	Red
Bromthymolblau	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow
Phenolphthalein	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless
Thymolphthalein	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless	Colorless
Alizarin gelb R	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow	Yellow

Abb. 29

Aufgaben

1. Was passiert wohl, wenn man die saure Universalindikatorlösung mit der neutralen zusammenkippt? Welche Farbe wird sich zeigen?
2. Warum passiert das ?
3. Lies im Internet über die Eigenschaften und die Verwendung der wichtigsten Säuren nach!

4.1.3 Wichtige Säuren

Eine Auswahl wichtiger Säuren zur Recherche bei Wikipedia: w:Schwefelsäure³, w:Salzsäure⁴, w:Phosphorsäure⁵, w:Salpetersäure⁶, w:Kohlensäure⁷, w:Essigsäure⁸, w:Zitronensäure⁹

4.1.4 Formeln

Bei Säuren wird das **Wasserstoffatom** H rot gefärbt (\Rightarrow Säuren haben den sauren Wasserstoff).

1 <http://de.wikipedia.org/wiki/Indikator%20%28Chemie%29>

2 <http://de.wikipedia.org/wiki/Universalindikator>

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Schwefels%E4ure>

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Salzs%E4ure>

5 <http://de.wikipedia.org/wiki/Phosphors%E4ure>

6 <http://de.wikipedia.org/wiki/Salpeters%E4ure>

7 <http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlens%E4ure>

8 <http://de.wikipedia.org/wiki/Essigs%E4ure>

9 <http://de.wikipedia.org/wiki/Zitronens%E4ure>

Bei Laugen wird die w:Hydroxyl¹⁰gruppe OH blau gefärbt (\Rightarrow Laugen sind wässrige Hydroxidlösungen).

Hier sind die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste, Du solltest sie auswendig wissen!

Die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste			
Säure		Säurerest	
HF	F luorwasserstoff(säure)	F ⁻	Fluorid
HCl	C hlorwasserstoff(säure)	Cl ⁻	Chlorid
HBr	B romwasserstoff(säure)	Br ⁻	Bromid
HI	I odwasserstoff(säure)	I ⁻	Iodid
H ₂ S	S chwefelwasserstoff(säure)	S ²⁻	Sulfid
HNO ₃	S alpetersäure	NO ₃ ⁻	Nitrat
H ₂ SO ₄	S chwefelsäure	SO ₄ ²⁻	Sulfat
H ₂ CO ₃	K ohlen(stoff)säure	CO ₃ ²⁻	Carbonat
H ₃ PO ₄	P hosphorsäure	PO ₄ ³⁻	Phosphat
HNO ₂	S alpetri g esäure	NO ₂ ⁻	Nitrit
H ₂ SO ₃	S chwefli g esäure	SO ₃ ⁻	Sulfit
H ₃ PO ₃	P hosphori g esäure	PO ₃ ⁻	Phosphit

Hier folgen die wichtigsten Laugen in der Anorganik. Du solltest sie kennen.

Die wichtigsten Laugen

Lauge

NaOH	N atriumlauge
KOH	K aliumlauge
Ca(OH) ₂	C alciumlauge = Kalkwasser

Hinweise

- statt Natriumlauge sagt man Natronlauge.
- statt Kaliumlauge sagt man Kalilauge.

¹⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Hydroxyl>

4.1.5 Definitionen nach Svante Arrhenius (1859-1927)



Abb. 30 Der Chemiker Svante Arrhenius

w:Svante Arrhenius¹¹ wurde am 19. 2.1859 in Uppsala geboren und starb am 2.10.1927 in Stockholm. Der schwedische Physiker und Chemiker forschte auf dem Gebiet der elektrolytischen Dissoziation (z.B. dem Zerfall von Salzen und Säuren in Wasser). In seiner Doktorarbeit beschäftigte er sich mit der Leitfähigkeit von Salz- und Säurelösungen. Sie wurde jedoch wegen der vielen neuen Ideen

¹¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Svante%20Arrhenius>

der damaligen Zeit bei anderen Chemikern nicht anerkannt. Erst als der w:Wilhelm Ostwald¹² sich positiv dazu äußerte, wurde der Wert seiner Forschungen erkannt.

Er erforschte auch den Einfluss des Kohlenstoffdioxids für das Klima der Erde und untersuchte als erster den w:Treibhauseffekt¹³. 1903 erhielt Svante Arrhenius als erster Schwede den Nobelpreis für Chemie.

Er stellte für Säuren folgende Definition auf

Merksatz

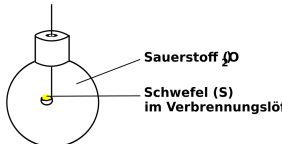

Die wässrigen Lösungen von Hydroxiden bezeichnet man als Laugen. Eine Säure ist ein Stoff, der in wässriger Lösung Wasserstoffionen bildet.

(In der 8. Klasse sagen wir statt „Wasserstoff - Ionen“ besser „Protonen“)

4.2 Reaktionen der Oxide mit Wasser I - Säurebildung in zwei Schritten

Ziel dieser beiden Versuche ist es, Schwefelsäure bzw. Kohlensäure herzustellen. Dazu wird das jeweilige Element in reinem Sauerstoff verbrannt. Es bilden sich so genannte Nichtmetalloxide.

Damit nichts von den entstehenden Oxiden verloren geht, finden beide Versuche in geschlossenen w:Rundkolben¹⁴ statt.

Versuch 1:	Verbrennen von Schwefel	&	Kohlenstoff mit reinem Sauerstoff
			
	Abb. 31 Versuchsaufbau Verbrennen von Schwefel im Rundkolben		Abb. 32 Verbrennen von Schwefel im Rundkolben
Beobachtung 1:	<ul style="list-style-type: none"> • Schwefel verbrennt mit blauer Flamme • Rauchbildung 		<ul style="list-style-type: none"> • Kohle verbrennt • verglüht
Schlussfolgerung 1:	<ul style="list-style-type: none"> • Entstehung von Schwefeldioxid <p>Schwefel + Sauerstoff → Schwefeldioxid + E</p>		<ul style="list-style-type: none"> • Entstehung von Kohlenstoffdioxid <p>Kohlenstoff + Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid + E</p>
Versuch 2	Im zweiten Schritt gibt man nun Wasser zu den neu entstandenen Oxiden. Wenn sich die Oxide in Wasser lösen, bildet sich Säure. Zum Beweis kann man anschließend einigen Tropfen Universalindikator zufügen.		

12 <http://de.wikipedia.org/wiki/Wilhelm%20Ostwald>

13 <http://de.wikipedia.org/wiki/Treibhauseffekt>

14 <http://de.wikipedia.org/wiki/Rundkolben>

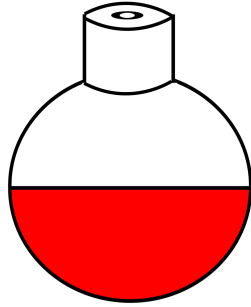


Abb. 33 Versuchsaufbau Lösen von Schwefeldioxid in Wasser und Einfärben mit Universalindikator im Rundkolben
starke Rotfärbung

Beobachtung 2:
Schlussfolgerung
2:

- Schwefeldioxid löst sich in Wasser und bildet Schweflige Säure
 $\text{Schwefeldioxid} + \text{Wasser} \rightarrow \text{Schweflige Säure} + \text{E}$

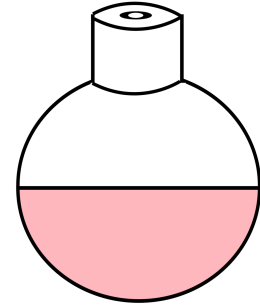


Abb. 34 Versuchsaufbau Lösen von Schwefeldioxid in Wasser und Einfärben im Rundkolben

geringe Rotfärbung

- Kohlendioxid löst sich in Wasser und bildet Kohlensäure
 $\text{Kohlenstoffdioxid} + \text{Wasser} \rightarrow \text{„Kohlensäure“} + \text{E}$

Definition

Nichtmetalloxide (z.B. Kohlenstoffdioxid) bilden mit Wasser eine Säure.

4.2.1 Aufgaben

1. Das Wort Säure und alle Säuren sind zu unterstreichen, das Wort Nichtmetall und alle Nichtmetalle sind in einer anderen Farbe zu unterstreichen.
2. Nenne 5 Nichtmetalle. Wie unterscheiden sie sich von den Metallen? Was unterscheidet Nichtmetalloxide von Nichtmetallen?
3. Wie kann man eine Säure bilden?
4. In Cola ist viel Phosphorsäure enthalten. Wie kann eine Getränkefirma w:Phosphorsäure¹⁵ herstellen?
5. Warum erlischt die Flamme im Rundkolben nicht sofort? Wie lange läuft die Verbrennung eigentlich?
6. Ein Schüler schreibt im Test: Zum Herstellen von Schwefelsäure nimmt man Schwefel und mischt ihn mit Wasser. Warum ist das falsch?

4.3 Reaktionen der Oxide mit Wasser II - in zwei Schritten

w:Metalloxide¹⁶ sind chemische Verbindungen eines Metalls mit Sauerstoff. Viele Metalloxide dienen als Erze zur Metallgewinnung. Dabei wird dem Metalloxid der Sauerstoff entzogen und so das

¹⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Phosphors%E4ure>

¹⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Metalloxide>

reine Metall gewonnen. Metalle können auch wieder zu Metalloxiden reagieren. Ein weit verbreitetes Problem ist Rost (Eisenoxid), welcher aus wertvollem Eisen entsteht.

In diesem Versuch dienen die Metalloxide als Ausgangsstoff zur Laugenherstellung. Doch erst mal muss man aus dem Element ein solches Metalloxid herstellen:

Versuchsaufbau 1:	Verbrennen von Magnesium über einem Becherglas
Beobachtung 1:	Es entsteht eine helle, gleißende Flamme; weißer Feststoff (Rauch),
Schlussfolgerung 1:	Es ist das weiße Pulver Magnesiumoxid entstanden

Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid + Energie

Versuchsaufbau 2:	Anschließend wird das Produkt mit Wasser gemischt
Beobachtung 2:	Magnesiumoxid löst sich schlecht in Wasser, nach Zugabe des Wassers kann man Universalindikatorfarbe hinzugeben. Sie zeigt die Farbe blau.
Schlussfolgerung 2:	Es ist Magnesiumlauge entstanden.

Magnesiumoxid + Wasser → Magnesiumlauge + Energie

Definition

Wenn sich Metalloxide in Wasser lösen, reagieren sie mit Wasser zu Hydroxiden. Die wässrigen Lösungen von Hydroxiden bezeichnet man als Laugen.

4.3.1 Aufgaben:

1. Das Wort Metalloxid und alle Metalloxide sowie alle Laugen werden wieder unterstrichen.
2. Was unterscheidet Metalloxide von Metallen?
3. Wo findet man im w:Periodensystem der Elemente¹⁷ die Metalle und wo die Nichtmetalle?
4. Wozu werden Metalloxide verwendet?
5. Beschreibe allgemein: Wie stellt man eine Lauge her?
6. Was entsteht bei der Verbrennung von Natrium?
7. Eine wichtige Lauge ist das so genannte w:Kalkwasser¹⁸. Der richtige Name ist Calciumhydroxid. Kannst Du beschreiben, wie man es herstellen kann?
8. Wozu wird w:Calciumoxid¹⁹ verwendet?

4.4 Der pH-Wert

w:pH-Wert²⁰ Die Wirkung einer Säure ist nicht immer gleich. Es gibt starke Säuren wie H₂SO₄ und schwache Säuren wie die Zitronensäure. Außerdem sind auch starke Säuren in ihrer Wirkung

¹⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Periodensystem%20der%20Elemente>

¹⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kalkwasser>

¹⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Calciumoxid>

²⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/pH-Wert>

schwach, wenn man sie mit viel Wasser verdünnt. Das gilt entsprechend auch für Laugen. Um die Wirkung einer Säure oder Lauge beurteilen zu können, braucht man eine passende Maßeinheit.

Definition

→ Definition für die 8. und 9. Klasse: Der pH-Wert misst die Stärke der Wirkung von Säuren und Laugen, also wie sauer oder alkalisch eine Substanz reagiert.

Der pH-Wert wird mit einem Messgerät oder mit so genanntem Indikatorpapier gemessen. Auf dessen Farbskala findet man die Werte von 0-14. Den mittleren Wert (7) misst man bei neutralen Lösungen, wie z. B. reinem Wasser. Die Werte kleiner als 7 sind sauer (Säure), die Werte größer als 7 sind alkalisch (Lauge).

- $\text{pH} < 7$ entspricht einer sauren Lösung
- $\text{pH} \approx 7$ entspricht einer neutralen Lösung
- $\text{pH} > 7$ entspricht einer alkalischen Lösung

Hier einige Beispiele von pH-Werten bei Alltagsstoffen:

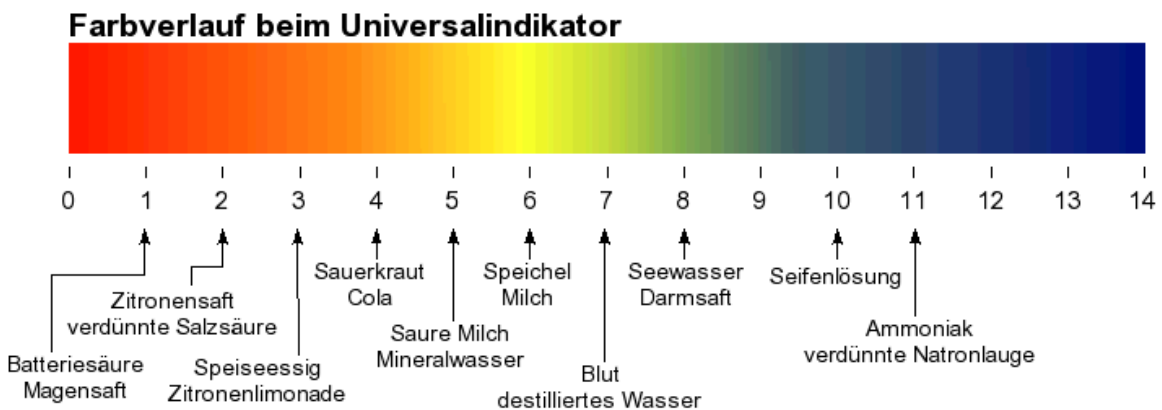


Abb. 35

Das Besondere an der pH-Wert-Skala ist, dass der Unterschied zwischen einem pH-Wert und dem nächsten das 10-fache beträgt. Das bedeutet, dass z. B. eine Säure mit pH 2 zehnmal so sauer wie eine Säure mit pH 3 ist und hundertfach so sauer ist wie eine mit pH 4 ist.

Beachte, dass man das „p“ des pH-Werts klein schreibt!

Zusatzinformation

4.4.1 Aufgaben

1. Was vermutest Du, warum man den Säuregrad überhaupt messen muss? Reicht nicht eine Bezeichnung wie sauer oder neutral aus?
2. Warum sind Aquarienliebhaber so sehr am pH-Wert ihres Wasser interessiert?
3. Mit der wievielfachen Menge Wasser muss man einen Liter Essig verdünnen, damit er nicht mehr sauer ist ($\text{pH} \approx 7$)?

4.5 Säuren greifen unedle Metalle an

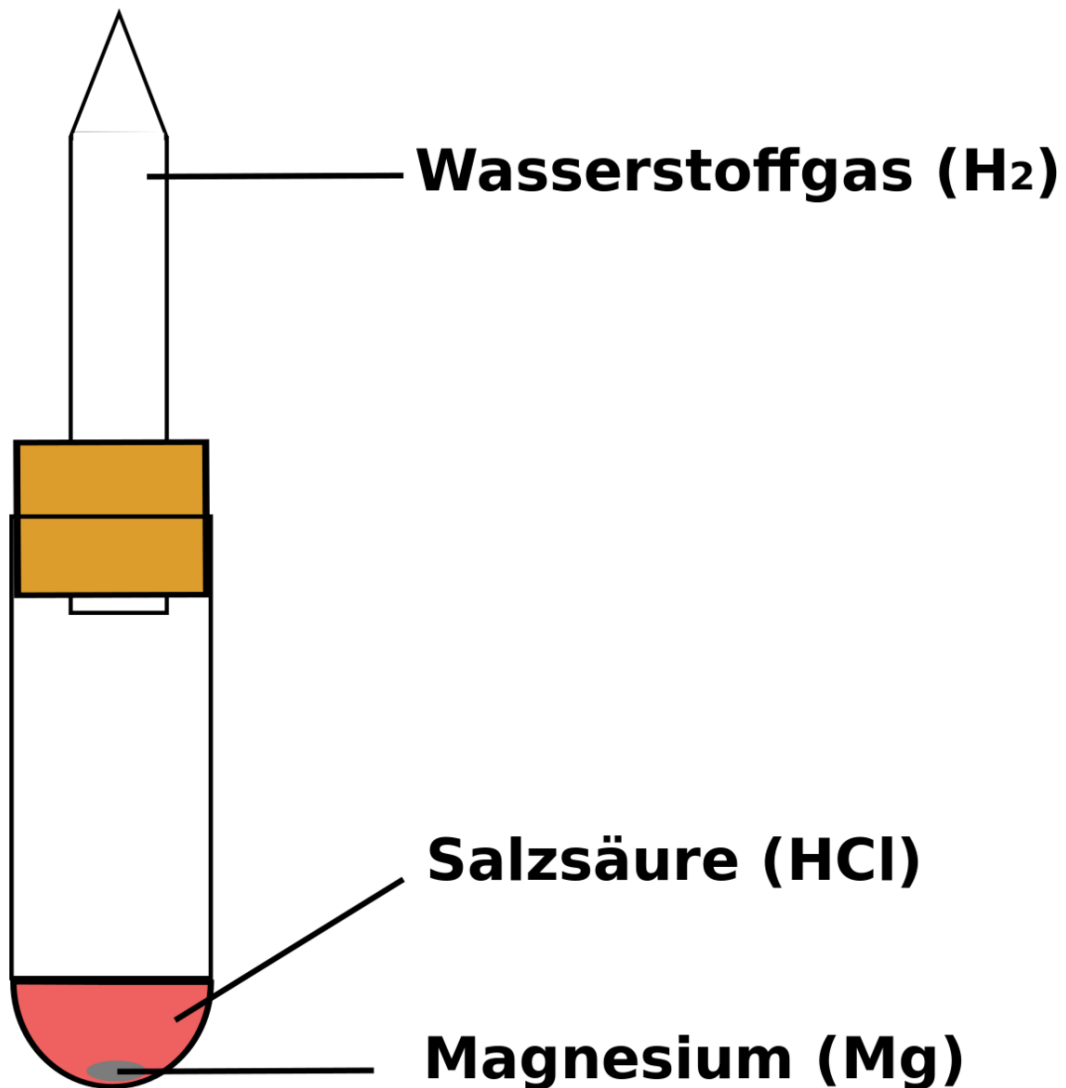


Abb. 36 Versuchsaufbau Reaktion Metall und Säure

4.5.1 Magnesium

Versuchsbeschreibung Magnesium wird mit verdünnter Salzsäure (HCl) gemischt

Beobachtung Es entsteht ein brennbares Gas, das Mg löst sich auf und es bildet sich Energie in Form von Wärme (exotherme Reaktion).

Mg reagiert zu einem Salz und Wasserstoff



4.5.2 Kupfer

Versuchsbeschreibung Der Versuch wird mit einem Centstück aus Kupfer wiederholt.

Beobachtung keine Reaktion

Kupfer ist im Gegensatz zu Magnesium ein edleres Metall. Es wird von verdünnter Salzsäure nicht angegriffen.

4.6 Säurestärke

4.6.1 konzentrierte Säure

Versuchsbeschreibung Mg-Band wird mit Essigsäure und mit konzentrierter HCl versetzt (Lehrerversuch!)

Beobachtung Mit konzentrierter Salzsäure ist die Reaktion viel heftiger, brennbares Gas entsteht
⇒ HCl ist eine stärkere Säure, Essigsäure ist eine schwache Säure

Magnesium + Säure → **Salz + Wasserstoff** + Energie

4.6.2 schwach konzentrierte Säure

Versuchsbeschreibung Die Säure HCl wird mit viel Wasser verdünnt und in Mg eingeworfen. Der Versuch wird mit Essigsäure wiederholt

Beobachtung Beide Reaktionen laufen ähnlich langsam ab

Man kann Säuren in ihrer Wirkung abschwächen. Man kann also starke Säuren mit Wasser verdünnen, ihre Wirkung ist dann weniger stark. Dennoch bleiben sie starke Säuren. (Vergleich mit schnellem Sportwagen, der in der Stadt auch langsam fährt)

Definition

Nicht alle Säuren sind gleich stark oder gleich ätzend.

Man unterscheidet grob gesagt zwischen starken und schwachen Säuren.

starke Säuren	
Name	Formel
Salzsäure	HCl
Salpetersäure	HNO ₃
w:Flusssäure ²¹	HF
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄
mittelstarke Säuren	
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄
schwache Säuren	
Name	Formel
Kohlensäure	H ₂ CO ₃
Zitronensäure (E330)	Diese Formeln sind leider noch zu kompliziert. Du lernst sie in den nächsten Jahren.
Essigsäure	
w:Ameisensäure ²²	
w:Äpfelsäure ²³ (E296)	
w:Ascorbinsäure ²⁴ (E300)	

4.7 Neutralisation

w:Neutralisation (Chemie)²⁵ ist die Reaktion zwischen Säuren und Basen. Dabei bildet sich Wasser. Die übrigen Ionen bilden ein Salz. Eine Säure und eine w:Base (Chemie)²⁶. Die Neutralisation ist daher nicht gleichzusetzen mit dem Erreichen des Neutralpunktes, der dem pH-Wert 7 entspricht.

Demonstration von Universalindikator in drei Bechergläsern:

21 <http://de.wikipedia.org/wiki/Flusss%E4ure>

22 <http://de.wikipedia.org/wiki/Ameisens%E4ure>

23 <http://de.wikipedia.org/wiki/%C4pfels%E4ure>

24 <http://de.wikipedia.org/wiki/Ascorbins%E4ure>

25 <http://de.wikipedia.org/wiki/Neutralisation%20%28Chemie%29>

26 <http://de.wikipedia.org/wiki/Base%20%28Chemie%29>

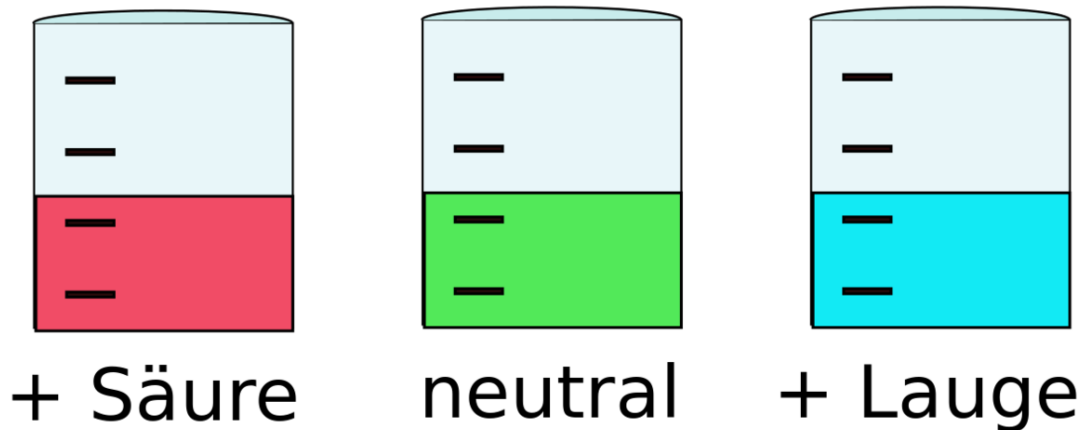


Abb. 37 Bechergläser mit Universalindikator und Säure, Base und neutrale Lösung

Gibt es eine Möglichkeit, Säuren unschädlich zu machen?

Versuchsbeschreibung Zu Salzsäurelösung, die mit Universalindikator gefärbt ist, wird Natronlauge (=Natriumhydroxid in Wasser aufgelöst) zugegeben.

Beobachtung Der Indikator färbt sich allmählich grün.

Salzsäure und Natronlauge haben zu Wasser reagiert.

Definition

Gibt man zu einer Lauge eine bestimmte Menge an Säure hinzu, so erhält man eine neutrale, nicht ätzende Flüssigkeit.

→ Lauge und Säure sind Gegenspieler. In gleicher Konzentration zusammengefügt, heben sie sich in ihrer Wirkung auf.

4.7.1 Bei der Neutralisation muss man folgendes beachten:

- tropfenweise Zugabe, zum Beispiel mit einer w: Pipette²⁷
- ständiges Rühren
- geduldig sein
- aufpassen da Säuren und Laugen ätzend sind

4.8 Quantitative Neutralisation

Bei der Neutralisation entsteht ein weiterer Stoff neben Wasser. Um diesen zu sehen, muss eine Neutralisation durchgeführt und das Wasser eingedampft werden. Der Rückstand wird dann untersucht.

Nur, wie neutralisiert man ohne Indikator?

²⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Pipette>

Versuchsbeschreibung Zu 15 ml Natronlauge wird solange aus einer w:Bürette²⁸ Salzsäure zugetropft, bis es zum Farbumschlag kommt. Die Menge wird notiert. Der Versuch wird ohne Indikator wiederholt.

Beobachtung Für 15 ml Natronlauge werden ml Salzsäure benötigt

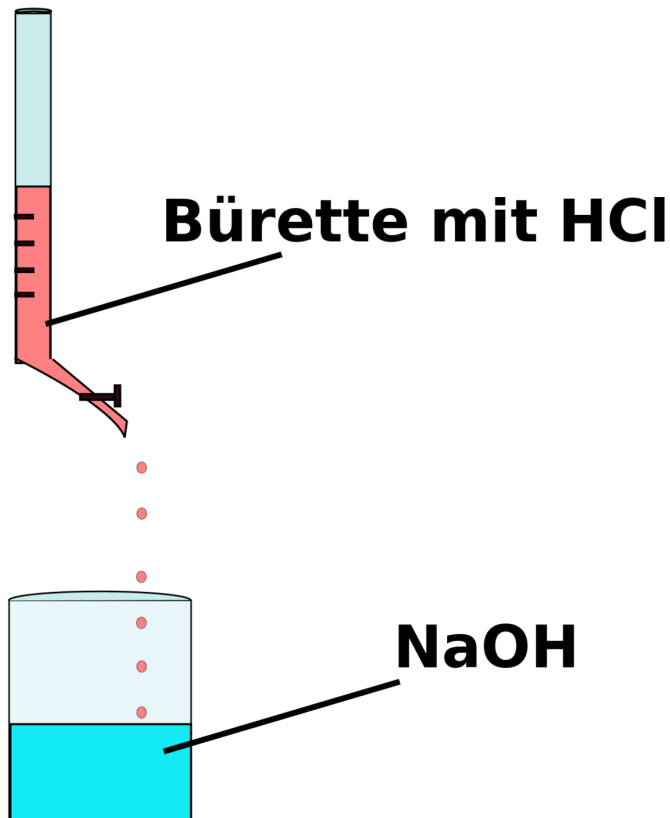


Abb. 38 Versuchsaufbau Titration

Versuchsbeschreibung Die neutrale Lösung (ohne Indikator) aus V1 wird eingedampft.

Beobachtung Es bildet sich ein weißer Niederschlag, Dampf steigt auf

Natronlauge und Salzsäure haben zu Kochsalz und Wasser reagiert



Definition

Allgemeine Regel für jede Neutralisation: Lauge + Säure reagieren zu Salz + Wasser + E

Definition

Das entstandene Salz ist in der Regel im Wasser aufgelöst und kann durch Eindampfen rein gewonnen werden.

²⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/B%FCrette>

4.8.1 Aufgaben

1. Warum muss der Versuch zweimal durchgeführt werden?
2. Was geben Ärzte zu trinken, wenn jemand versehentlich Säure getrunken hat?
3. Viele Menschen leiden an w:Sodbrennen²⁹, also dem Aufsteigen von einem Übermaß an Magensäure. Übliche Medikamente enthalten Calciumoxid. Kannst Du erklären warum?
4. Kannst Du die Reaktionsgleichungen für folgende Neutralisationen erstellen?
 - a) Natronlauge mit Schwefelsäure
 - b) Kalilauge mit Phosphorsäure
 - c) Kalkwasser mit Phosphorsäure
5. Benenne die bei den Aufgaben entstehenden Salze

4.9 Rotkohl, der Indikator aus der Küche

In der Chemie versteht man unter einem Indikator einen Stoff, der zur Überwachung einer chemischen Reaktion beziehungsweise eines Zustandes dient. Häufig wird die Änderung durch eine Farbveränderung angezeigt.

Alltägliche Säure-Base-Indikatoren

Auch Rotkohlsaft kann als Säure-Lauge Indikator verwendet werden. Rotkohlsaft kann dabei Farben von rot = sauer bis blau = alkalisch annehmen (in noch alkalischerem Milieu wird er grün und bei pH>10 sogar gelb).

Um etwa Rotkohl aus Blaukraut zu erhalten wird deshalb häufig eine Apfelscheibe (mit Apfelsäure) zugegeben, wodurch sich das Blaukraut rot färbt. Die Benennung „Rotkohl“ und „Blaukraut“ ist übrigens regional verschieden, so werden beispielsweise im Süden Deutschlands auch schon die rohen Rotkohl-Köpfe als Blaukraut-Köpfe bezeichnet.

Teetrinker kennen Tee als Indikator: Wird dem Schwarztee Zitronensaft zugegeben, dann wechselt die Farbe von dunkelbraun auf hellrötlichbraun. Auch dieser Farbumschlag ist auf Farbstoffe im Tee zurückzuführen, die als Indikator wirken. Die Quelle ist w:Indikator (Chemie)³⁰.

Probiere es einmal selbst: Nimm einen frischen Rotkohl und zerschneide ein bis zwei Blätter mit einer Schere oder einem Messer. Gib die für einige Minuten in ein Gefäß mit etwas Wasser. Besonders gute Ergebnisse erhältst Du, wenn Du heißes Wasser verwendest.

Mit der farbigen Lösung kann man dann durch Zugabe von Säure oder Lauge mindestens 5 verschiedene Farben herstellen.

4.10 Die Neutralisation ist eine exotherme Reaktion

w:exotherme Reaktion³¹

²⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Sodbrennen>

³⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Indikator%20%28Chemie%29>

³¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/exotherme%20Reaktion>

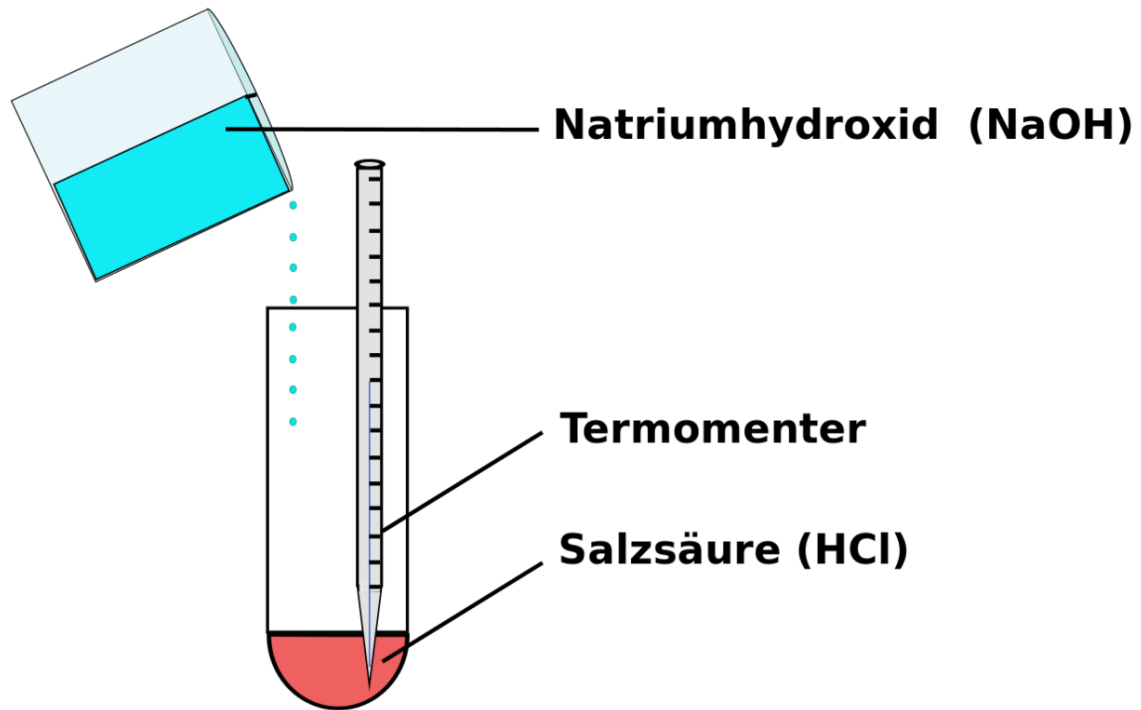


Abb. 39

Versuchsbeschreibung In ein großes, senkrecht eingespanntes Reagenzglas gibt man 5ml 5%-10% HCl, dann gibt man in kleinen Portionen konzentrierte NaOH(aq) hinzu. Die Temperatur wird mit einem Thermometer gemessen.

Beobachtung Unter heftigem Aufwallen, Hitze und Geräuschentwicklung reagieren beide Substanzen miteinander. Am Boden setzt sich ein weißer Stoff ab.

Es bilden sich Kochsalz und Wasser. Die Neutralisation setzt große Energien frei. Solche Reaktionen nennt man

Merksatz
exotherme Reaktionen

4.11 Wiederholungsfragen

1. Nenne 5 Säuren und 3 Laugen mit ihrer Formel. Stelle dann die Reaktionsgleichung einer beliebigen Neutralisation auf!
2. In Cola ist viel Phosphorsäure enthalten.
 - a) Wie kann eine Getränkefirma Phosphorsäure herstellen?
 - b) Stelle die Reaktionsgleichungen dazu auf!
 - c) Wie kann diese Säure unschädlich gemacht werden? Beschreibe genau, wie man dazu vorgehen muss!
3. Schwefeloxid wird mit Wasser vermischt. Stelle die Reaktionsgleichung auf!

4. Stelle die Reaktionsgleichung der Verbrennung von Magnesium auf
 - a) Erkläre an diesem Beispiel die Begriffe Oxidation und Metalloxid!
 - b) Welche Farbe zeigt der Universalindikator, wenn man das Produkt mit Wasser mischt?
5. Wissenschaftler haben festgestellt, dass Regenwasser auch Säuren enthält. In den letzten Jahren hat man nun beobachtet, dass vor allem in Gebieten mit starkem Autoverkehr der Regen besonders sauer ist. Besteht da ein Zusammenhang? (Tipp: In Benzin sind Kohlenstoff und Schwefel enthalten)
6. Was ist der pH-Wert?
7. Was vermutest Du, warum man den Säuregrad überhaupt messen muss? Reicht nicht eine Bezeichnung wie sauer oder neutral aus?
8. Warum kann eine starke Säure auch manchmal schwach wirken? Vergleiche mit einem starken Sportwagen, der in einer 30er Zone fährt.
9. Warum sind Aquarienliebhaber so sehr am pH-Wert ihres Wasser interessiert?
10. Mit der wievielfachen Menge Wasser muss man 1L Essig verdünnen, damit er nicht mehr sauer ist (pH=7)?
11. Was ist eine „Neutralisation“?
 - a) Beschreibe eine Versuchsdurchführung und stelle Beobachtung und Schlussfolgerung auf (mit Reaktionsgleichung!)
 - b) Stelle die Reaktionsgleichung der Neutralisation von Phosphorsäure mit Kalilauge auf!
12. Ein Bauarbeiter arbeitet beim Anrühren des Zementes ohne Handschuhe. Dazu verwendet er so genannten „gebrannten Kalk“ (CaO). Nach einigen Wochen sind seine Hände stark angegriffen, eingerissen und rötlich. Finde eine Erklärung!

5 Wasser, Lösungen und die Teilchentheorie

5.1 Stoffe bestehen aus winzigen Teilchen, die „Atome“ genannt werden

Wasser ist für den Menschen die wichtigste Verbindung überhaupt. In diesem Kapitel wirst Du vieles über Wasser und Lösungsvorgänge lernen, denn schließlich sind im Wasser fast immer Salze aufgelöst. Außerdem lernst Du die Atome kennen und auch noch mehr über Trennungen und Trennungsvorgänge - denn auch dort spielt Wasser oft eine Rolle.

5.2 Lösen von Stoffen

Versuchsbeschreibung

In zwei große Bechergläser werden jeweils warmes und kaltes Wasser gegeben. Dann wird je ein Kristall w:Kaliumpermanganat¹ (ein Salz) zugefügt und etwa 60 min beobachtet. Kaliumpermanganat dient nur als kristalliner Farbstoff. Die beiden w:Becherglas² dürfen nicht berührt werden, es darf zu keinen Erschütterungen kommen.

Beobachtung

Im kalten Wasser verteilt sich der Farbstoff langsam, im warmen sehr schnell. Nach etwa 60 min hat sich der Farbstoff in beiden Bechergläsern gleich gut verteilt.

1 <http://de.wikipedia.org/wiki/Kaliumpermanganat>

2 <http://de.wikipedia.org/wiki/Becherglas>

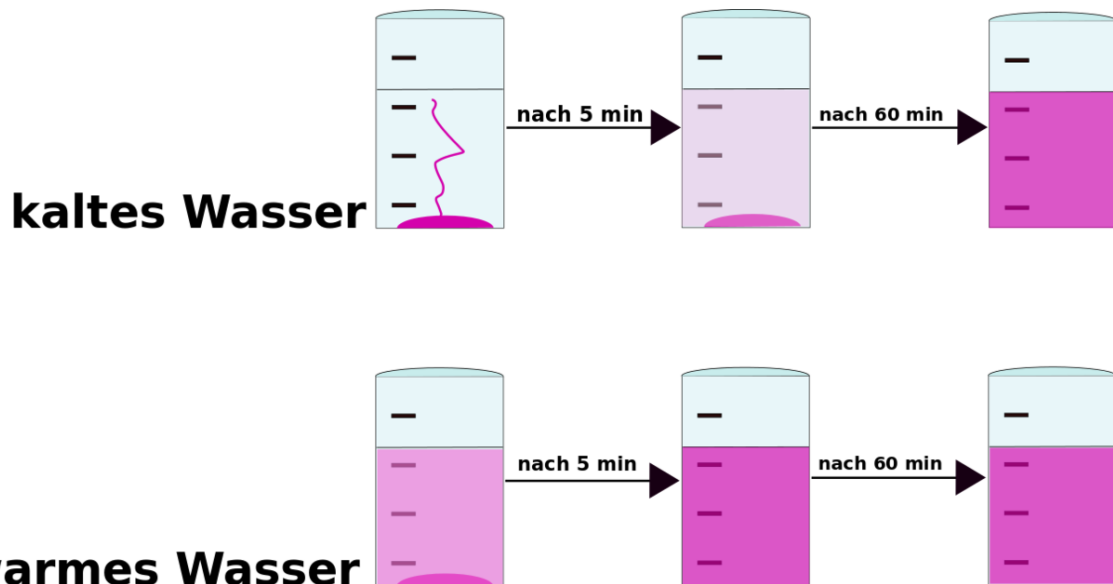


Abb. 40 Versuchsaufbau zur Bestimmung der Geschwindigkeit der Verteilung von Kaliumpermanganat im warmen und kalten Wasser

1. Lösen des Salzes

Durch das Wasser zerfällt der Salzkristall in winzig kleine Teilchen. Es ist eine Lösung entstanden. Man sagt auch, das Salz hat sich in der Lösung aufgelöst. Wasser ist dabei das Lösungsmittel für das Salz. Diese winzigen Teilchen sind sehr klein und in sehr hoher Anzahl vorhanden. Ein winziger Kristall kann davon so viele enthalten, dass die Anzahl mehr wäre als eine Milliarde mal eine Milliarde mal 100. Es dürften so ca. 100 000 000 000 000 000 000 sein.

Merksatz

Diese winzigen Teilchen sind chemisch nicht weiter teilbar. Man nennt sie Atome nach dem griechischen Wort *atomos* für unteilbar. Jeder Stoff besteht aus solchen winzigen kleinen Atomen.

2. Verteilen des Farbstoffes

Alle w:Atom³ bewegen sich und stoßen dabei auch aneinander. Diese Eigenbewegung kann man sich als ein Zittern oder Schwingen vorstellen. Sie wurde von dem schottischen Biologen w:Robert Brown (britischer Botaniker)⁴ 1827 entdeckt. Dadurch kommt es zur Verteilung der Atome in der ganzen Lösung.

Merksatz

Je wärmer es ist, desto schneller bewegen sich diese Teilchen dabei,

deshalb funktioniert der Versuch im warmen Wasser auch so gut.

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Atom>

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Robert%20Brown%20%28britischer%20Botaniker%29>

5.2.1 Aufgaben

1. Löst sich Zucker im Tee, auch wenn man nicht umrührt?
2. Wenn jemand eine Mandarine isst, riecht man das bald im ganzen Raum. Warum?
3. Warum wird Wäsche mit 40°C heißem Wasser gewaschen?
4. Was kann man versuchen, wenn sich ein hartnäckiger Fleck bei 40°C nicht löst?

5.3 Sieden

Dieser Versuch wird Dir sicherlich gefallen - er ist einfach und in der Erklärung faszinierend. Angeblich sind bei diesem Versuch schon Schüler durchgedreht ;-)

Versuchsbeschreibung

Man bringt Wasser in einem w:Becherglas⁵ zum Kochen und beobachtet es genau. Mit einem wassergefüllten w:Reagenzglas⁶ sollen die aufsteigenden Gasbläschen aufgefangen werden.

Beobachtung	
1. Becherglas beschlägt von außen	⇒ Wasser aus dem Erdgas setzt sich auf dem kalten Glas von außen ab
2. Schlierenbildung	⇒ Warme und kalte Wasserschichten (=Dichteunterschiede) vermischen sich
3. Kleine Gasblasen steigen auf	<p>⇒ gelöste Gase (Stickstoff und Sauerstoff) entweichen.</p> <p>Merksatz Auch Gase lösen sich demzufolge in Wasser , nicht nur Salze und Zucker! (siehe Aquariumspumpe). Dabei gilt folgende Regel:</p> <p>Merksatz Kaltes Wasser kann viel aufgelöstes Gas enthalten, warmes Wasser hingegen kaum. Je wärmer die Lösung, desto weniger Gas löst sich im Wasser.</p>
4. Große Gasblasen steigen auf	⇒ Wasser wird gasförmig und Dampfblasen steigen auf. Diese können im Gegensatz zu Beobachtung 3 nicht mit einem wassergefüllten Reagenzglas aufgefangen werden, da sie im etwas kälteren Reagenzglaswasser sofort wieder flüssig werden.
5. Wassertropfen am Becherglas	⇒ Wasserdampf kühlt sich an der Glaswand ab und kondensiert.

⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Becherglas>

⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Reagenzglas>

Merksatz

Sieden ist ein Übertritt der Moleküle in die Gasphase

(und zwar im ganzen Gefäß, nicht nur an der Oberfläche, das nennt man Verdunsten)

5.3.1 Der w:Siedepunkt ist abhängig von:

- a) Der Masse der Teilchen. Lässt sich über die w:kinetische Energie⁷ erklären ($E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} mV^2$)

- b) Zwischenmolekularen Kräften (Vergleich H_2S , H_2O ,...)

- c) Luftdruck, der dem „Austritt“ der Moleküle entgegenwirkt (Vergleich: Ein Bergsteiger siedet im Himalaja Tee bei 80°C , im Dampfkochtopf hingegen siedet Wasser bis 120°C). Wenn der Dampfdruck gleich dem Umgebungsdruck ist, so ist die flüssige Phase nicht mehr stabil, es kommt zum Verdampfen.

5.3.2 Aufgaben

1. Wie gelangen gelöste Gase ins Wasser? (Mineralwasser)
2. Warum blubbert kochendes Wasser?
3. Kann man aus sprudelndem Mineralwasser eigentlich einen Tee kochen, der normal schmeckt?
4. Welches Gas ist eigentlich in Mineralwasser aufgelöst?
5. Warum trocknet eine gewischte Tafel eigentlich, sie ist doch (hoffentlich) kälter als der Siedepunkt von Wasser?
6. Wie kann es in einem heißem Sommer passieren, dass die Fische in kleineren Seen sterben?
7. In welchen Jahreszeiten fühlen sich Fische demzufolge am wohlsten? Begründe Deine Antwort!

5.4 Vorgänge beim Erhitzen von Wasser

w:Aggregatzustände⁸

Auf einer der vorherigen Seiten hast Du gelernt, dass alle Stoffe aus den winzig kleinen Teilchen, den Atomen bestehen. Natürlich gilt das nicht nur für Feststoffe, sondern auch für Flüssigkeiten und Gase. Außerdem weißt Du schon, dass diese Atome ständig zittern und dieses Zittern von der Temperatur abhängig ist. Was passiert denn nun eigentlich mit den Atomen, wenn man gefrorenes Wasser kocht? Diese Skizze zeigt die Anordnung von Atomen in den drei Aggregatzuständen fest, flüssig, gasförmig.

Zusatzinformation

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/kinetische%20Energie>

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Aggregatzust%E4nde>

Die Temperaturgrenzen sind nur unter w:Normalbedingungen⁹ wie angegeben.

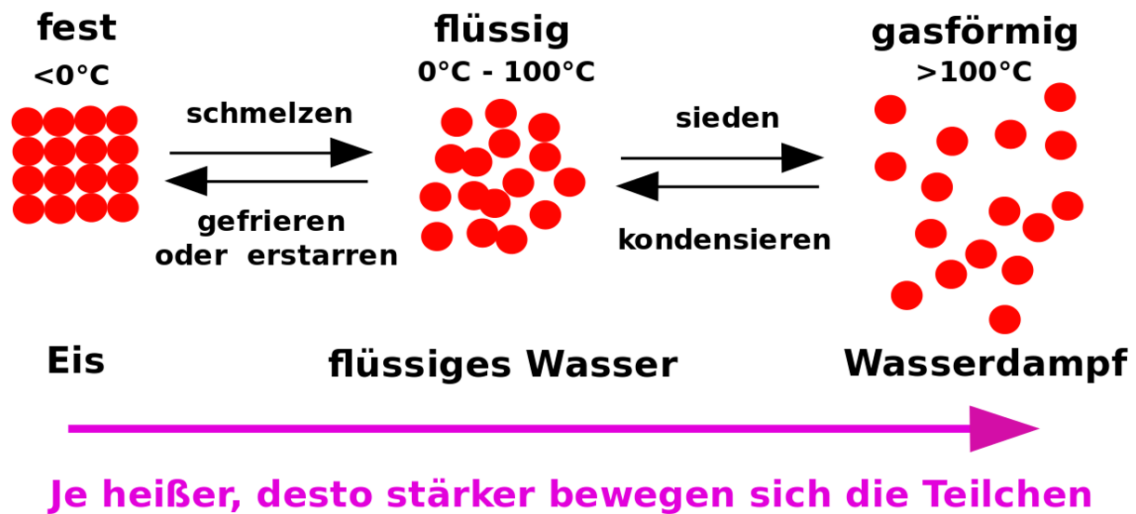


Abb. 41 Schema der Entstehung der Aggregatzustände

Wird der w:Schmelzpunkt¹⁰(=Smp) überschritten, lösen sich die Teilchen vom Eisblock ab, weil sie sich zu stark bewegen. Der Feststoff schmilzt. Bei weiterer Erwärmung benötigen die Teilchen immer mehr Platz, bis sie schließlich am w:Siedepunkt¹¹ (=Sdp) in die Gasphase übergehen, weil im Außenraum, zum Beispiel über dem Kochtopf, noch genügend Platz vorhanden ist.

Der Schmelz- und der Siedepunkt sind eine Stoffeigenschaft. Jeder Stoff hat andere Schmelz- und Siedepunkte. Man kann dadurch Stoffe erkennen und zuordnen:

	Wasser	Alkohol	Eisen	Zink
Schmelzpunkt	0°C	-117°C	1535°C	419°C
Siedepunkt	100°C	79°C	2870°C	906°C
	Quecksilber	Helium	Wasserstoff	Sauerstoff
Schmelzpunkt	-39°C	-272°C	-259°C	-219°C
Siedepunkt	357°C	-269°C	-253°C	-183°C

Anwendungen im täglichen Leben

- Dampfkochtopf
- Feuerzeuggas, wird erst beim Öffnen gasförmig
- Mikrowelle kehrt Prozess um. Teilchen werden in Schwingung versetzt, dadurch Erwärmung.
⇒ Gefahr bei Handys, da Eiweiße im Gehirn erhitzt werden.

⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Normalbedingungen>

¹⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Schmelzpunkt>

¹¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Siedepunkt>

5.4.1 Aufgaben

- Erkläre jede der drei Anwendungen kurz mit dem Teilchenmodell.
- Warum bricht kaltes Eis auf einem See nicht so schnell, wie Eis bei genau 0°C?

5.5 Lösen von Salzen in Wasser

w:Lösung (Chemie)¹²

Was passiert eigentlich, wenn Du Zucker oder Salz in ein Glas mit Wasser gibst. Beobachte doch mal was passiert. Einmal, wenn du rührst und nochmal ohne zu rühren.

5.5.1 Gesättigte Lösung

Versuchsbeschreibung

Zu 100ml Wasser wird Salz zugefügt. Löst sich alles nach dem Rühren auf, wird ein weiterer Löffel Salz hinzugefügt. Besonders schöne Kristalle erhält man mit w:Alaun¹³, chemisch korrekter Name ist Kaliumaluminiumsulfat.

Beobachtung

In der Lösung löst sich die Menge von zwei Löffeln auf, der dritte bildet einen Bodenkörper. Der Bodenkörper ist übrigens der Teil, der sich nicht auflöst.

Eine Lösung ist ein homogenes Gemisch, das aus einem oder mehreren gelösten Stoffen und einem w:Lösungsmittel¹⁴ besteht. Viele Salze lösen sich in Wasser auf, aber das Lösungsmittel Wasser kann nicht unendlich viel Salz auflösen. Ist die Menge zu groß, bleibt ein Rückstand am Boden zurück. Man spricht von einer gesättigten Lösung. Lösungsmittel sind üblicherweise Flüssigkeiten. Die gelösten Stoffe können fest, flüssig oder gasförmig sein.

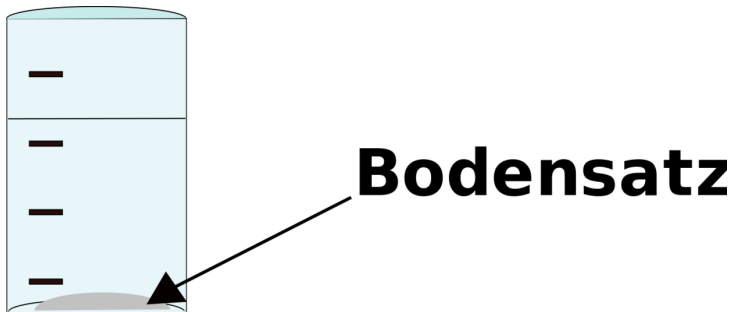


Abb. 42 Becherglas mit Bodensatz

12 <http://de.wikipedia.org/wiki/L%F6sung%20%28Chemie%29>

13 <http://de.wikipedia.org/wiki/Alaun>

14 <http://de.wikipedia.org/wiki/L%F6sungsmittel>

Merksatz

Ein Lösung ist ein Gemisch aus einem Lösungsmittel und einem Stoff, der sich darin auflöst.

Nicht alle Salze lösen sich gut in Wasser.

Einige Salze wie z. B. Marmor lösen sich so gut wie gar nicht.

5.5.2 übersättigte Lösung

Wenn man zu einer gesättigten Lösung weiter Salz zufügt, entsteht ein Bodenkörper. Dieser löst sich unter Umständen beim Erwärmen. Es entsteht eine übersättigte Lösung. Diese enthält mehr Salz, als sie eigentlich aufnehmen kann.

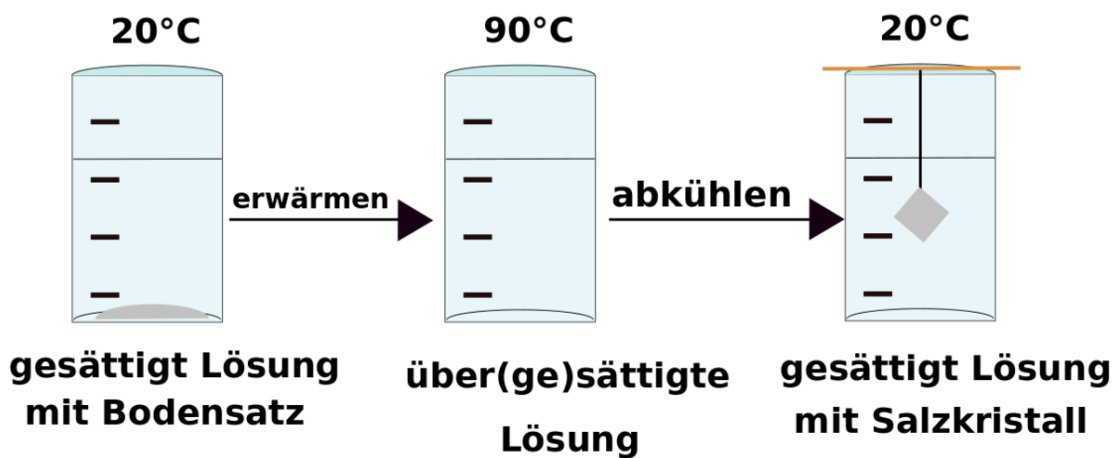


Abb. 43 Becherglas mit Bodensatz

Beim Abkühlen gibt die übersättigte Lösung zuviel gelöstes Salz unter Umständen wieder ab. Wenn man einen Faden (am Besten mit einem kleinen Kristall daran) in die Lösung hängt, „wächst“ ein Kristall.

5.6 Unterkühlte Salzlösung

Nachdem Du jetzt den Schmelzpunkt und den Siedepunkt von Wasser kennen gelernt hast, stellt sich die Frage, ob Wasser sich gleichmäßig erwärmt, wenn man es erhitzt. Und was passiert, wenn man nicht reines Wasser, sondern Wasser mit gelöstem Salz kocht?

Versuchsbeschreibung

Je 6 Eiswürfel werden in einem Becherglas mit etwas Wasser benetzt. Die Temperatur wird gemessen. Das Wasser wird nun gekocht und die Temperatur alle 20s gemessen. Eine zweite Gruppe kocht die

Eiswürfel, fügt aber 3 Löffel Kochsalz hinzu. Nach Versuchsende wird ein Koordinatensystem (z. B. mit Excel) erstellt.

Beobachtung

Zeit [s]	Temperatur Wasser [°C]	Temperatur Salzwasser [°C]
0	0	-8
20		
40		
60		
...		

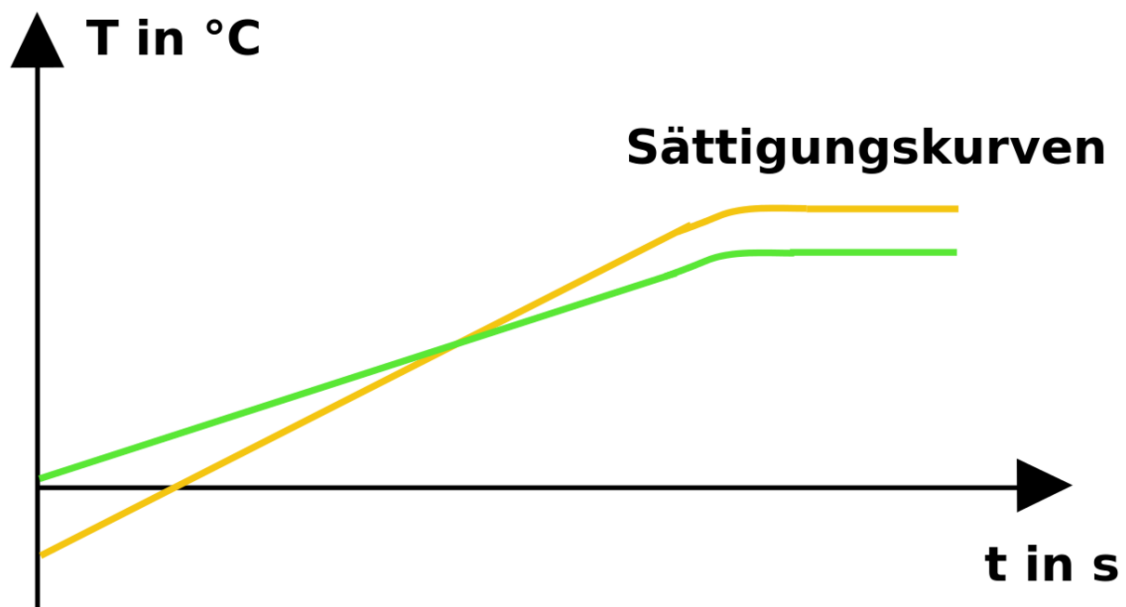


Abb. 44 Versuchsauswertung Sättigungskurven

Man sieht, dass sich Wasser und die Salzlösung gleichmäßig erwärmen - solange keine Eiswürfel mehr darin schwimmen - denn dann ist die genaue Messung sehr schwierig. Die Temperaturkurve von Salzwasser beginnt allerdings bei geringeren Temperaturen und erreicht ihren Sättigungspunkt bei höheren Temperaturen, als die von reinem Wasser.

Erklärung für die 8. Klasse

Wasser schmilzt bei 0°C und siedet bei 100°C. Gibt man Kochsalz hinzu, wird der Schmelzpunkt herabgesetzt, da sich Salzteilchen zwischen die Wasserteilchen drängeln und so die Anordnung im gefrorenen Kristall „stören“. Das Eis schmilzt, obwohl es noch nicht seinen Schmelzpunkt erreicht hat.

Merksatz

⇒ man spricht von einer Schmelzpunktserniedrigung.

Beim Sieden passiert etwas Ähnliches. Die Salzteilchen bewegen sich sehr schnell und entnehmen so dem System zusätzlich Energie. ⇒ man muss mehr Hitze zufügen, damit alle Wasserteilchen in die Gasphase übertreten können.

Merksatz

⇒ man spricht von einer Siedepunktserhöhung.

Beachte die allgemeinen Aussagen eines Diagramms

- je steiler die Gerade, desto höher die Geschwindigkeit.
- Unterbrechungen sagen etwas über den Versuchsverlauf aus. Steigt es, wie gewohnt, danach weiter, so liegt ein Messfehler vor, entsteht eine Stufe, so war vielleicht der Brenner aus. Fällt die Temperatur, so wurde vielleicht kälteres Wasser zugefügt.

5.6.1 Aufgaben

1. Erkläre die Wirkung von Streusalz!
2. Warum wird in die Scheibenwaschanlage (im Winter) Alkohol zum Seifenwasser zugefügt?
3. Warum gefriert eine mit Alkohol enteiste Scheibe schneller wieder, als eine, die freigekratzt wurde?

5.7 Übung: Eigenschaften von Lösungsmitteln

Welche Stoffe lösen sich eigentlich in Wasser auf? Sind es alle Stoffe, oder unterscheiden sie sich? Außerdem gibt es noch andere Lösungsmittel außer Wasser (z. B. Benzin oder Alkohol). Dieser Versuch soll klären, ob es für das Auflösen von Stoffen eine Gesetzmäßigkeit gibt.

Versuchsbeschreibung

Nimm dir die verschiedenen Lösungsmittel und untersuche, wie viel sich von den angegebenen Feststoffen darin löst. Beachte, dass eine Trübung immer bedeutet, dass sich ein Stoff nicht aufgelöst hat. Kennzeichne dann mit den Symbolen „+“, „•“ Und „-“, wie gut sich die Feststoffe in den jeweiligen Lösungsmitteln auflösen.

Beobachtung

	Kochsalz(NaCl)	Traubenzucker(C ₆ H ₁₂ O ₆)	Mehl/Stärke	Kaffee
Wasser				
w:Ethanol ¹⁵				
w:Benzin ¹⁶				
w:Aceton ^{17/18}				

15 <http://de.wikipedia.org/wiki/Ethanol>
 16 <http://de.wikipedia.org/wiki/Benzin>
 17 <http://de.wikipedia.org/wiki/Aceton>
 18 Auch bekannt als Nagellackentferner

	Mineralsalztablette	Vitamin C	Butter/ Fett	Speiseöl
Wasser				
w:Ethanol ¹⁹				
w:Benzin ²⁰				
w:Aceton ^{21,22}				

w:Polarität (Chemie)²³

Nicht alle Stoffe können sich in jedem Lösungsmittel auflösen. Viele Stoffe lösen sich in Wasser oder in Benzin/ Aceton. Kein Stoff löst sich gut in beiden Flüssigkeiten. Einige Stoffe lösen sich in gar keinem Lösungsmittel auf, wie z. B. das Mehl.

Die Ursache ist die so genannte Polarität, die die Du im nächsten Jahr noch besser kennen lernen wirst. Es gibt sogenannte polare und apolare (=unpolare) Lösungsmittel. Man unterscheidet dabei nicht nur hinsichtlich der Polarität von Lösungsmittel, sondern auch der Polarität des zu lösenden Stoffes. Wasser ist z. B. ein „polares“ Lösungsmittel. Benzin ein „nicht-polares“ (=„apolares“) Lösungsmittel.

Merksatz

In einem polaren Lösungsmittel können sich nur polare Stoffe lösen.

In einem apolaren hingegen nur apolare Stoffe.

Es gilt grob die Regel: „ähnliches löst sich in ähnlichem“

Salz ist ein polarer Stoff. Er löst sich also nur in polaren Lösungsmittel wie z. B. Wasser. Fette hingegen sind apolar und lösen sich gut in apolaren Lösungsmitteln wie Benzin, Terpentin, Verdünner oder Aceton.

Es gilt:

Merksatz

Stoffe die sich in Wasser lösen nennt man „hydrophil“,

Stoffe, die sich nicht in Wasser lösen „hydrophob“.

Im Alkohol liegt eine Mittelstellung vor, da er weniger polar als Wasser, aber polarer als Benzin ist. In ihm lösen sich sowohl polare, als auch apolare Stoffe, aber in jeweils geringerer Menge, als im entsprechendem Lösungsmittel.

19 <http://de.wikipedia.org/wiki/Ethanol>

20 <http://de.wikipedia.org/wiki/Benzin>

21 <http://de.wikipedia.org/wiki/Aceton>

22 Auch bekannt als Nagellackentferner

23 <http://de.wikipedia.org/wiki/Polarit%C3%A4t%20Chemie>

5.7.1 Aufgaben

1. Warum gehen Fettflecken und Schmierflecken so schlecht in der Waschmaschine aus der Kleidung?
2. Welches Lösungsmittel schlägst Du vor, um Fett von der Fahrradkette zu entfernen?
3. Nagellack und Edding sind nicht wasserlöslich. Wie kann man sie stattdessen entfernen?
4. Welche Möglichkeiten gibt es „Hähnchen-verschmierte Finger“ zu reinigen?
5. Ein Schüler hatte einen Motorschaden mit seinem Mofa. Er vermutet, dass ihm jemand Zucker in den Tank getan hat.
 - a) Warum ist Zucker für den Motor gefährlich und wie wirkt er sich aus?
 - b) Kann man den Zucker noch nachweisen - und wie?
6. Warum schwimmen die Fettaugen in der Suppe oben?

5.8 Wasser

w:Wasser²⁴

Wasser ist eine chemische Verbindung aus Sauerstoff und Wasserstoff mit der Formel H_2O . Die Bezeichnung Wasser wird besonders für den flüssigen Aggregatzustand verwendet, im festen, also gefrorenen Zustand wird es Eis genannt, im gasförmigen Zustand Wasserdampf oder einfach nur Dampf. Die chemisch korrekteste Bezeichnung wäre Wasserstoffoxid.

5.8.1 Wasservorkommen der Erde

Große Teile der Erde sind vom Wasser bedeckt. Die Versorgung der Weltbevölkerung mit hygienisch unbedenklichem Trinkwasser, sowie einer ausreichenden Menge Nutzwasser, stellt dennoch eine der größten Herausforderungen der Menschheit in den nächsten Jahrzehnten dar.

Die Wasservorkommen der Erde belaufen sich auf circa 1.386 Milliarden km^3 , wovon allein 1.338 Milliarden km^3 (96,5 %) auf das Salzwasser der Weltmeere entfallen. Nur 35 Millionen km^3 (2,53 %) des irdischen Wassers liegen als Süßwasser vor. Das mit 24,4 Mill. km^3 (1,77 %) meiste Süßwasser ist dabei als Eis an den Polen, Gletschern und Dauerfrostböden gebunden und somit nicht der Nutzung zugänglich.

Wasser ist die einzige Verbindung, die in allen drei Aggregatzuständen auf unserem Planeten vorkommt. Insgesamt liegen 98,2 % des Wassers in flüssiger, 1,8 % in fester und 0,001 % in gasförmiger Form vor. In seinen unterschiedlichen Formen zirkuliert es fortwährend im globalen Wasserkreislauf. Diese Anteile sind jedoch nur näherungsweise bestimmbar, wobei im Zuge der globalen Erwärmung von einem Anstieg des Wasserdampfanteils ausgegangen wird.

Während Regenwasser recht rein ist (destilliertes Wasser, welches keine gelösten Stoffe enthält), kommt es beim Kontakt mit dem Boden sofort zum Auflösen von Mineralien, die im Boden sind (v. a. die Salzgruppen Sulfate, Chloride und Carbonate, die v. a. die Elemente Natrium, Kalium, Calcium und Magnesium enthalten). Sind landwirtschaftliche Betriebe in der Nähe, so findet man oft auch

²⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Wasser>

Stickstoffverbindungen wie Nitrate und Nitrite im Grundwasser). Grund dafür ist der hohe Gehalt an Fäkalien, welche auf die Felder als Dünger aufgetragen werden.

Meerwasser besteht zu großen Teilen aus Natriumchlorid („Kochsalz“), welches durch Meerwasserentsalzung gewonnen werden kann.

5.8.2 Aufbau und Eigenschaften des Wassermoleküls

Das Wassermolekül besteht aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom. Geometrisch ist das Wassermolekül gewinkelt. Die zwei Wasserstoffatome und die zwei Elektronenpaare sind folglich in die Ecken eines gedachten Tetraeders gerichtet. Der Winkel, den die beiden O-H-Bindungen einschließen, beträgt $104,45^\circ$. Die Bindungslänge der O-H-Bindungen beträgt jeweils $95,84 \text{ w:Picometer\#Pikometer}^{25}$.

5.8.3 Eigenschaften des Wassers

Die Eigenschaften des Wassers sind so besonders, dass sie es zu dem bedeutendsten Stoff der Erde machen. Bis heute werfen einige Eigenschaften des Wassers Forschern teilweise Rätsel auf:

- Wasser hat vergleichsweise hohe Schmelz- und Siedepunkte. Diese wurden als Fixpunkte für Temperaturskalen festgelegt.
- Wasser siedet unter Normalbedingungen bei 100°C und erstarrt bei 0°C (durch gelöste Salze kann man diese Punkte allerdings verändern).
- Wasser zeigt eine Dichteanomalie, d. h. es hat seine höchste Dichte bei 4°C , bei tieferen Temperaturen nimmt die Dichte wieder ab, deshalb schwimmt Eis.
- Wasser ist ein hervorragendes polares Lösungsmittel für viele Stoffe.
- Die Löslichkeit in Wasser ist oft stark von der Temperatur abhängig; dabei verhalten sich Feststoffe und Gase unterschiedlich. Gase lösen sich besser in kaltem Wasser, dagegen lösen sich Feststoffe bei zunehmender Temperatur meist besser in Wasser. Dazu gibt es allerdings wiederum viele Ausnahmen, wie zum Beispiel das w:Lithiumsulfat²⁶.
- tritt Licht von der Luft ins Wasser ein, so wird es abgelenkt (gebrochen).
- Wasser weist eine vergleichsweise große w:Oberflächenspannung²⁷ auf, da sich die Wassermoleküle gegenseitig recht stark anziehen.
- Wasser ist im reinen Zustand geschmack- und geruchlos.
- wird Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff gebildet, so wird viel Energie freigesetzt.
- Wasser hat im Vergleich zu anderen Flüssigkeiten eine hohe Wärmeleitfähigkeit, aber im Vergleich mit einigen Metallen eine sehr geringe.
- Wasser kann auch als Säure oder Lauge reagieren. Solche Stoffe nennt man „amphoter“.

25 <http://de.wikipedia.org/wiki/Picometer%23Pikometer>

26 <http://de.wikipedia.org/wiki/Lithiumsulfat>

27 <http://de.wikipedia.org/wiki/Oberfl%E4chenspannung>

5.8.4 Bedeutungen des Wassers

Klima

Wasser beeinflusst entscheidend unser Klima und ist für die Entstehung von Wetter verantwortlich, vor allem durch seine Kapazität als Wärmespeicher. In den Ozeanen wird die einstrahlende Sonnenenergie gespeichert. Diese regional unterschiedliche Erwärmung führt wegen Verdunstung zu Konzentrationsunterschieden. Dieses Konzentrationsgefälle erzeugt globale Meeresströmungen, die sehr große Wärmemengen transportieren (z. B. w:Golfstrom²⁸, w:Humboldtstrom²⁹, äquatorialer Strom, mitsamt ihren Gegenströmungen). Ohne den Golfstrom würde in Mitteleuropa arktisches Klima herrschen.

Bei der Erwärmung verdunstet Wasser, es entsteht Verdunstungskälte. Als „trockener“ Dampf (nicht kondensierend) und als „nasser“ Dampf (kondensierend: Wolken, Nebel) enthält und transportiert es latente Wärme, die für sämtliche Wetterphänomene entscheidend verantwortlich ist (Luftfeuchtigkeit, Gewitter, Föhn).

Der aus Wolken fallende Niederschlag und der Wasserdampf bewässern die terrestrischen Ökotope. Auf den Landmassen können so Gewässer oder Eismassen entstehen, die wiederum das Klima beeinflussen.

Biologie

Das Leben ist nach dem heutigen Erkenntnisstand im Wasser entstanden. Wasser wurde damit zum wichtigen Bestandteil der Zelle und zum Medium der wichtigsten biochemischer Vorgänge (Stoffwechsel) in Tier und Pflanze. Das w:Zellplasma³⁰ von Tieren kann allein bis zu 90 Prozent Wasser enthalten (sowie Fette, Kohlenhydrate, Eiweiße, Salze u.a. Substanzen). Das Blut von Tieren und der Saft in Pflanzen enthalten auch viel Wasser. Der Bedarf eines Menschen liegt bei 2-3 l/Tag

Wassergehalt in einigen Nahrungsmitteln

Butter 18 %	Käse 30 bis 60 %	Fleisch 60-75 %	Wassermelone 90 %
Brot 40 %	Joghurt, Milch 75 %	Apfel, Birne 85 %	Gurken, Tomaten 98 %

28 <http://de.wikipedia.org/wiki/Golfstrom>

29 <http://de.wikipedia.org/wiki/Humboldtstrom>

30 <http://de.wikipedia.org/wiki/Zellplasma>

5.9 Wasserverbrauch

Der Wasserverbrauch des Menschen ist von der Entwicklung des Landes, in dem er lebt, und vom Angebot stark unterschiedlich. Wasser wird für den Verzehr (Trinkwasser), Waschen, Kochen, Landwirtschaft, Industrie u.a. verwendet.

Der Wasserbedarf in Deutschland betrug 1991 47,9 Milliarden m^3 , wovon allein 29 Milliarden m^3 als Kühlwasser in Kraftwerken dienen. Rund 11 Milliarden m^3 wurden direkt von der Industrie genutzt, 1,6 Milliarden m^3 von der Landwirtschaft. Nur 6,5 Milliarden m^3 dienen der Trinkwasserversorgung.

5.9.1 Täglicher Verbrauch

- In Deutschland bis zu **130-300l/ Person**
- In USA bis zu **600l/ Person** (z. B. durch viele Golfplätze oder Städte in der Wüste, wie Las Vegas)
- In Entwicklungsländern teilweise **4l/ Person**

Der durchschnittliche Trinkwasserverbrauch beträgt in Deutschland ca. 130 Liter pro Einwohner und Tag. Dieser Wert ist leicht im Sinken. So lag nach dem zweiten Weltkrieg der Verbrauch noch bei ca. 150 Liter pro Tag. An dieser Ersparnis haben v.a. effizientere Wasch- und Spülmaschinen, wassersparende Toilettenspülungen und ein umweltfreundlicheres Bewusstsein einen großen Anteil. Auch die Industrie muss heute wassersparender produzieren als noch in den Nachkriegsjahren.

5.9.2 Aufgaben

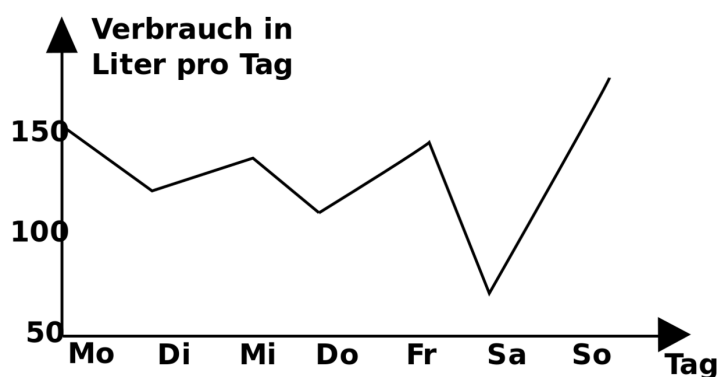


Abb. 45 Auswertung des Wasserzählerablesens

1. Vergleiche die Zahlen des täglichen Verbrauchs. Brauchst Du wirklich soviel Wasser?
2. a) Miss mindestens eine Woche lang den täglichen Wasserverbrauch und trage die Werte in die Tabelle ein (beachte, dass ihr unter Umständen mehr als einen Wasserzähler im Haus habt).
b) Erstelle dann ein Koordinatensystem. Wie erklärst Du dir die Sprünge darin?
3. a) Was sind Deiner Meinung nach die größten Wasserverschwender im Haus?
b) Wie kann man Wasser sparen?
4. Wasserverschmutzung: Informiere Dich über verschmutzte deutsche Flüsse und Gewässer. Was sind diese „Verschmutzungen“? Wie kann man Wasser reinigen?

Tag	Zähler 1 [m ³]	Zähler 2 [m ³]	Verbrauch [l]
Mo			
Di			
Mi			
Do			
Fr			
Sa			
so			

5.10 Übung: Trennungen

Wir haben in einer der vorherigen Lektionen schon Gemische getrennt. Hier lernst Du weitere Methoden. Sie können auch benutzt werden, um z. B. verunreinigtes Wasser zu reinigen.

Die folgenden fettgedruckten Wörter bezeichnen Methoden, die für die davor stehenden Gemische gut geeignet sind.

5.10.1 Sand & Wasser ⇒ Sedimentieren und dann Dekantieren

Der Ausdruck Dekantieren bezeichnet den Prozess der Abtrennung eines ungelösten Feststoffes oder einer nicht vermischten Flüssigkeit aus einer zweiten Flüssigkeit. Nach einer Ruhezeit in einem Gefäß setzt sich der Feststoff am Boden ab (wie Kakaopulver in der selbst gemachten Trinkschokolade). Dieser Vorgang heißt Sedimentieren. Die Flüssigkeit schwimmt über dem Feststoff, oder das Öl auf dem Wasser. Durch vorsichtiges Abgießen einer Schicht kann man die Stoffe trennen, sozusagen „an einer Kante trennen“ (=Dekantieren). Diese Methode funktioniert z. B. auch bei Benzin und Wasser.

5.10.2 Alkohol & Wasser ⇒ Destillieren

Wenn zwei Stoffe unterschiedliche Siedepunkte haben, verdampft ein Stoff früher als der andere (in dem Fall würde der Alkohol zuerst verdampfen, da sein Siedepunkt bei ca. 78°C liegt)

5.10.3 Kieselsteine & Sand ⇒ Sieben

Mit einem Sieb können Sand und Steine leicht getrennt werden.

5.10.4 Sand & Wasser ⇒ Filtrieren

Mit einem Filterpapier und einem Trichter lassen sich Sand und Wasser leicht trennen. Diese Methode funktioniert immer dann, wenn einer der beiden Stoffe größer und der andere kleiner als die Poren des Filters ist. Diese Methode ist dem Sieben sehr ähnlich, nur dass die Poren viel kleiner sind.

5.10.5 Eisen & Schwefel ⇒ Trennung mit Magneten

Sofern sich zwei Stoffe in ihren magnetischen Eigenschaften unterscheiden, können sie leicht durch einen Magneten getrennt werden. Auf diese Weise können auch zwei Metalle getrennt werden, sofern eines davon aus Eisen, Nickel oder Cobalt besteht.

5.10.6 Sand & Wasser ⇒ Zentrifugieren

Beim Zentrifugieren werden die unterschiedlichen Dichten der beiden Stoffe ausgenutzt. Der Stoff mit der höheren Dichte, wird stärker nach außen geschleudert (vergleiche mal mit einer Fahrt in der Berg-und-Tal-Bahn oder einem Kettenkarussell). Diese Methode funktioniert ebenso mit zwei Flüssigkeiten verschiedener Dichte oder auch nasser Wäsche in der Wäscheschleuder.

5.10.7 Inhaltsstoffe in Filzstiften ⇒ Chromatographie

Mache mal auf ein Filterpapier Punkte in 1,5 cm Höhe mit einem schwarzen Filzstift. Stelle alles in ein mit Wasser gefülltes Becherglas (nur 1 cm). Was kannst Du sehen?

Die Erklärung hierzu ist für Deinen Wissenstand noch sehr schwierig. Es hängt mit der unterschiedlichen Polarität der im Filzstift enthaltenen Farben zusammen. Sie werden je nach Polarität bis zu einer gewissen Höhe „mitgenommen“

Zusatzinformation

w:Chromatographie³¹

5.10.8 Aufgaben:

1. Erkläre mit Deinen Worten das Prinzip, was hinter allen Trennungsvorgängen steht.
2. Erstelle eine tabellarische Übersicht (oder ein Mindmap), welches die verschiedenen Methoden wiedergibt und finde zu jeder Methode mindestens noch ein Beispiel aus dem täglichen Leben.

5.11 Übung: Trennen eines Sand/ Salz Gemisches

Versuchsbeschreibung

Mit verschiedenen Mitteln soll ein Sand/ Kochsalzgemisch getrennt werden. Die Schüler dürfen selbst entscheiden, wie sie vorgehen.

Eine Möglichkeit besteht darin, Wasser als dritten Stoff zuzufügen und das Salz darin aufzulösen. Dann wird der Sand vom Salzwasser abfiltriert. Das Wasser lässt man verdampfen. Salz bleibt übrig.

³¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Chromatographie>

5.12 Extraktion von Erdnussöl aus Erdnüssen

Versuchsbeschreibung

Eine Packung Erdnüsse wird im Mörser mit Diethylether oder Aceton zermörsert. (Diethylether ist gründlicher, Aceton gesünder). Das freiwerdende Öl wird abgossen und mit dem noch enthaltenen Aceton in den Abzug gestellt. Es verdampft innerhalb weniger Minuten.

Beobachtung

Es entsteht zuerst ein Brei, aus dem dann Öltropfen austreten.

Nüsse enthalten sehr viel Öl. Dieses wird durch das Lösungsmittel Aceton herausgelöst. Im Luftzug des Abzugs verdampft es schnell - zurück bleibt das Öl.

Zusatzinformation w:Pflanzenöl³², w:Erdnuss³³, w:Erdnussöl³⁴

5.13 Die Kläranlage

w:Kläranlage³⁵

5.13.1 Fließschema

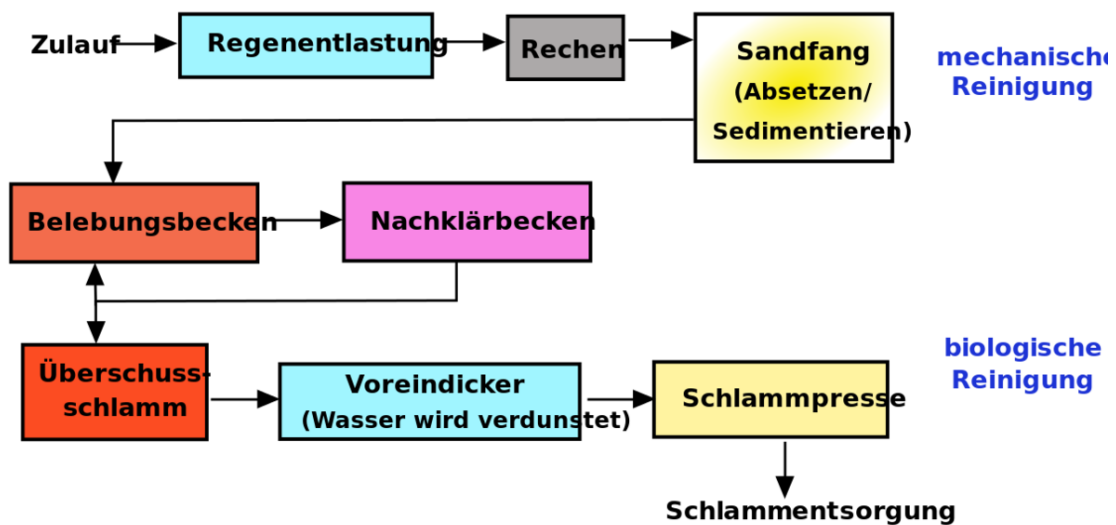


Abb. 46 Schema, wie arbeitet eine Kläranlage

³² <http://de.wikipedia.org/wiki/Pflanzen%F61>

³³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Erdnuss>

³⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Erdnuss%F61>

³⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kl%E4ranlage>

Mechanische Stufe

In diesem ersten Teil finden Trennungen hauptsächlich aufgrund von physikalischen Eigenschaften, wie Dichte, Größe, Masse usw. statt. Hier werden etwa 20-30% der festen (ungelösten) Schwimm- und Schwebstoffe entfernt. In der weitergehenden Abwasserreinigung und der Industriewasserwirtschaft werden unter anderem Adsorption, Filtration und andere eingesetzt.

Regenentlastung

Falls Regen- und Schmutzwasser in einem Kanal der Kläranlage zugeleitet werden (Mischsystem), muss in der Regel ein Teil des Regenwassers entweder bereits im Kanalnetz oder auf der Kläranlage über einen Regenüberlauf entlastet und/oder in einem Regenüberlaufbecken gespeichert werden, um die Kläranlage nicht zu überlasten.

Rechen

In der Rechenanlage wird das Abwasser durch einen Rechen gesäubert. Im Rechen bleiben die groben Verschmutzungen wie Fäkalstoffe, Damenbinden, Toilettenpapier, Steine, aber auch Laub und tote Ratten hängen. Diese Grobstoffe würden Pumpen der Kläranlage verstopfen. Man unterscheidet Feinrechen mit wenigen mm und Grobrechen mit mehreren cm Spaltweite.

Sandfang

Ein Sandfang ist ein Absetzbecken mit der Aufgabe, grobe, absetzbare Verunreinigungen aus dem Abwasser zu entfernen, so beispielsweise Sand, Steine, Glassplitter oder Gemüsereste. Durch Sedimentation können sich diese Stoffe absetzen.

Vorklärbecken

Ein Vorklärbecken ist nicht immer vorhanden. Das Schmutzwasser fließt sehr langsam durch das Vorklärbecken. Ungelöste Stoffe (Fäkalstoffe, Papier etc.) setzen sich ab (absetzbare Stoffe) oder schwimmen an der Oberfläche auf. Etwa 30 % der organischen Belastung kann damit entfernt werden. Es entsteht Primärschlamm, der weiter zu behandeln ist.

Biologische Stufe

In diesem Verfahrensteil werden durch Mikroorganismen die organischen Verbindungen der Abwasserinhaltsstoffe abgebaut und anorganische Stoffe teilweise durch Luftzufuhr oxidiert. Hierzu wurden zahlreiche Verfahren entwickelt.

Belebungsbecken

Im Belebungsbecken werden durch Belüften von mit Bakterien- und Pilzschlamm (=Belebtschlamm) vermischtem Abwasser (gelöste) Abwasserinhaltsstoffe von den Bakterien biologisch abgebaut. Dabei werden von Bakterien und anderen Einzellern Kohlenstoffverbindungen zu Biomasse und Kohlendioxid und der Nährstoff Stickstoff durch Nitrifikation (=biologische Oxidation von Ammonium zu Nitrat unter Beisein von Sauerstoff) und Denitrifikation (=Reduktion von Nitrat zu Stickstoffgas unter Abwesenheit gelösten Sauerstoffs) abgebaut. Die überschüssige Biomasse wird als Klärschlamm bezeichnet. Durch die Zugabe von Fällmitteln kann mittels chemischer Reaktionen außerdem der Nährstoff Phosphor entfernt werden. Dies verbessert auch die Absetzeigenschaften des Belebtschlammes im Nachklärbecken.

Nachklärbecken

Das Nachklärbecken bildet eine Prozesseinheit mit dem Belebungsbecken. In ihm wird der Bakterien- und Pilzschlamm (=Belebtschlamm) durch Absetzen aus dem Abwasser abgetrennt. Der Schlamm wird in das Belebungsbecken zurückgeführt (Rücklaufschlamm). Der durch den Abbau der Abwasserinhaltsstoffe entstehende Biomassezuwachs wird als Überschussschlamm/Klärschlamm entsorgt, bzw. in Faultürmen unter anaeroben Bedingungen zu Faulschlamm und Biogas (=Methan und Kohlendioxid) abgebaut. Auch nach der Faulung verbleibt ein restlicher Klärschlamm. Dieser ausgefaulte Schlamm kann in der Landwirtschaft verwertet werden oder muss verbrannt werden.

Zusatz: Chemische Verfahren

Dies ist eine **Zusatzinformation**

Chemische Verfahren finden bei Bedarf als dritte Stufe statt. Sie bedienen sich chemischer Reaktionen wie Oxidation und w:Fällung³⁶³⁷. Sie dienen in der kommunalen Abwasserreinigung vor allem der Entfernung von Phosphor durch Fällungsreaktionen. Dieser Prozess hat große Bedeutung zur Vermeidung der w:Eutrophierung³⁸³⁹ der Gewässer. Zudem werden chemische Verfahren zur Fällung in der Industriewasserwirtschaft und zur weitergehenden Abwasserreinigung (beispielsweise Flockung/Fällung/Filtration) eingesetzt.

36 <http://de.wikipedia.org/wiki/F%E4llung>

37 Inhalt eines späteren Kapitels

38 <http://de.wikipedia.org/wiki/Eutrophierung>

39 Eutrophe Gewässer sind gefährdet, weil sie zuviel Nährstoffe enthalten.

6 Dalton's Atomhypothese

w:Atommodell#Daltons_Atomhypothese_.281808.29¹

w:John Dalton², geboren am 6. September 1766 in Eaglesfield, England, war ein englischer Naturwissenschaftler und Lehrer. Sein Vater war als Weber reich genug, seinen Sohn auf eine Schule zu schicken. Für die damalige Zeit keine Selbstverständlichkeit. Schon im Alter von 12 Jahren wurde er selbst an dieser Schule als Lehrer tätig. Im Alter von 15 Jahren (also 1781) begann er im benachbarten Kendal mit seinem Bruder und seinem Cousin eine neue Schule zu leiten. 12 Jahre später (1793) wird er an das „New College“ nach Manchester berufen, wo er Studenten unterrichtete. Er starb am 27.7.1844, im Alter von 78 Jahren in Manchester.

Sein Interesse galt vielen Dingen, vor allem aber den Vorgängen der Natur. Durch seine meteorologischen Beobachtungen vermutete er schon 1787, dass Regen durch ein Sinken der Atmosphärentemperatur entsteht. Weiterhin arbeitete er auf dem Gebiet der Wärmeausdehnung von Gasen und formulierte ein Gesetz dazu (das „Dalton-Gesetz der Partialdrücke“). John Dalton entdeckte auch die Farbenblindheit, an der er selbst litt. Seine wichtigste Theorie veröffentlichte er 1803 zu den chemischen Elementen. Er vermutet, dass alle Stoffe aus Atomen bestehen. Diese neue Theorie wurde nach ihm „Dalton'sche Atomhypothese“ benannt:

1. Materie besteht aus extrem kleinen, bei Reaktion ungeteilt bleibenden Teilchen, den Atomen.
2. Die Masse der Atome eines bestimmten Elements sind gleich (alle Atome eines Elements sind gleich). Die Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihren Eigenschaften (zum Beispiel in Größe, Masse, usw.).
3. Es existieren so viele Atomsorten wie Elemente.
4. Bei chemischen Reaktionen werden Atome in neuer Kombination vereinigt oder voneinander getrennt.
5. Eine bestimmte Verbindung wird von den Atomen der betreffenden Elemente in einem bestimmten, einfachen Zahlenverhältnis gebildet.

Sein bedeutendster Beitrag dürfte sein 1808 veröffentlichtes Buch „A New System Of Chemical Philosophy“ sein. Darin schlug Dalton vor, das Atomgewicht der Elemente auf das leichteste Element, den Wasserstoff zu beziehen. Diesem ordnete er dabei die Masse 1u zu. (u steht für „unit“ = Einheit). Seine Messungen waren für die damalige Zeit und die zur Verfügung stehenden Messgeräte erstaunlich genau! Er stellte gleichzeitig eine Tabelle der Atomgewichte auf, in der die Atome nach steigender Masse angeordnet waren. Diese waren eine wichtige Vorlage für die spätere Aufstellung des Periodensystems der Elemente.

¹ http://de.wikipedia.org/wiki/Atommodell%23Daltons_Atomhypothese_.281808.29

² <http://de.wikipedia.org/wiki/John%20Dalton>

1822 wurde er Mitglied der Englischen w:Royal Society³. Von dieser erhielt er als erster die Goldmedaille für seine Verdienste auf dem Gebiet der Chemie. 1830 wählte man ihn als erstes ausländisches Mitglied in die französische „Académie Des Sciences“ in Paris. Letzteres war die höchste Ehrung, die einem englischen Wissenschaftler im 19. Jahrhundert verliehen wurde.

6.0.2 Aufgaben

1. Lies den gesamten Text und unterstreiche anschließend mit einem Bleistift alle Schlüsselwörter mit einer Wellenlinie, alle Nebeninformationen mit einer geraden Linie.
2. Lies den Text nochmals durch. Wenn Du keine Änderungen mehr an Deinen Schlüsselwörtern und den Nebeninformationen hast, kennzeichne die Schlüsselwörter mit einem Textmarker und unterstreiche die Nebeninformationen mit einer feinen roten Linie.
3. Erstelle einen Spickzettel mit den 12 wichtigsten Schlüsselwörtern (und Zeichnungen/ Skizzen wenn Du möchtest)

6.0.3 Fragen

1. Was ist ein Atom?
2. Wie verhält es sich?
3. Wie kann man damit festen, flüssigen und gasförmigen Aggregatzustand erklären?
4. Warum verteilen sich Stoffe im Raum / in Flüssigkeiten von selbst?
5. Erkläre die Begriffe „Vereinigung „ und „Zersetzung“ mit Hilfe der Atomhypothese von Dalton.
6. Was ist ein Verbindung (am Beispiel von **FeS**)?

6.1 Wasserstoff

w:Wasserstoff⁴

Wasserstoff ist das chemisches Element mit dem Symbol H (leitet sich vom lateinischen hydrogenium ab). Man unterscheidet zwischen dem Element Wasserstoff „H“ und dem molekularen Wasserstoff „H₂“. Nur diese zweite Form kommt in der Natur auch tatsächlich vor. Wasserstoff ist mit nur einem w:Proton⁵ und einem w:Elektron⁶ das leichteste der chemischen Elemente. Wasserstoff ist das leichteste aller Elemente (1,0079 u). Der Schmelzpunkt liegt bei -262°C, der Siedepunkt bei -253°C.

Molekularer Wasserstoff H₂ ist bei normaler Temperatur ein geruchloses und farbloses Gas, etwa 14-mal leichter als Luft. Sein w:Diffusion⁷ und seine Wärmeleitfähigkeit sind die höchsten aller Gase und führen zu einer Reihe von technischen Problemen beim Umgang mit Wasserstoff. Wasserstoff kann z. B. durch Stahl hindurch diffundieren und somit nur schwer aufbewahrt werden. Auf diesem

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Royal%20Society>

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Wasserstoff>

5 <http://de.wikipedia.org/wiki/Proton>

6 <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektron>

7 <http://de.wikipedia.org/wiki/Diffusion>

Gebiet wird allerdings viel geforscht, da man hofft, dass Wasserstoff das Benzin als Treibstoff für Autos ersetzen kann.

Entdeckt wurde Wasserstoff vom englischen Chemiker w:Henry Cavendish⁸ im Jahre 1766. Benannt wurde er von Antoine Lavoisier im Jahr 1787. Der Franzose taufte den Wasserstoff als hydro-gène (hydro = Wasser, griechisch; genes = erzeugend). Das Wort bedeutet demnach: „Wasser-Bildner“. Die deutsche Bezeichnung lässt auf die gleiche Begriffsherkunft schließen.

Durch die Zersetzung von Wasser kann man Wasserstoff leicht herstellen (Siehe Versuch mit dem Dreischenkelgerät).

Wasserstoff ist das häufigste chemische Element im Weltall. Wasserstoff macht 75% der gesamten Masse beziehungsweise 90% aller Atome im Universum aus. Sterne bestehen hauptsächlich aus Wasserstoff-Plasma. Die Verschmelzung (=Kernfusion) von Wasserstoffatomen zu Helium in Sternen bildet deren Energiequelle und ist vielleicht die größte Energiequelle überhaupt. Diese Reaktion wird vom Menschen in der Wasserstoffbombe und in experimentellen Fusionsreaktoren genutzt. Wenn man diese Reaktion kontrollieren könnte, wären alle Energieprobleme der Menschheit gelöst.

Auf der Erde sind von keinem anderen Element so viele Verbindungen bekannt. Hier kommt es meist gebunden in Form von Wasser vor, aber auch in allen Lebewesen, in Erdöl, Erdgas und in Mineralen. In der Atmosphäre der Erde kommt es aber fast gar nicht elementar vor; der überwiegende Teil des Wasserstoffs auf der Erde ist in Wasser - an Sauerstoff gebunden - vorhanden. Andere natürliche Vorkommen sind Kohle und natürliche Gase, beispielsweise Methan (CH₄).

Die wichtigste Reaktion ist die Knallgasreaktion:



Knallgas ist eine explosionsfähige Mischung von Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis H:O=2:1. Beim Kontakt mit offenem Feuer (Glut oder Funken) erfolgt die so genannte Knallgasreaktion. Die Knallgasreaktion ist die explosionsartige Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff. Sie ist eine Form der Verbrennung.

Wasserstoff lässt sich durch die Knallgasprobe nachweisen. Dabei entzündet man eine kleine Menge Wasserstoff in einem Reagenzglas. Wenn danach ein dumpfer Knall, ein Pfeifen oder ein Bellen zu hören ist, so ist der Nachweis positiv (das heißt es war Wasserstoff in dem Reagenzglas).

6.1.1 Gewinnung

- durch die Reaktion verdünnter Säuren mit unedlen Metallen (z. B. Zink),
- durch Elektrolyse von Wasser, Natronlauge oder wässrigen Natriumchlorid-Lösungen
- durch Zersetzung des Wassers durch Alkalimetalle
- durch chemische Reaktion (Reformierung) von Erdgas und anderen Kohlenwasserstoffen mit Wasserdampf w:Dampfreformierung⁹

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Henry%20Cavendish>

⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Dampfreformierung>

6.2 Wiederholungsaufgaben

1. Warum blubbert kochendes Wasser?
2. Kann man aus sprudelndem Mineralwasser eigentlich einen Tee kochen, der normal schmeckt? Erkläre an diesem Beispiel das Lösen von Gasen in Wasser.
3. Welches Gas ist eigentlich in Mineralwasser aufgelöst?
4. Warum trocknet eine gewischte Tafel eigentlich, sie ist doch kälter als der Siedepunkt von Wasser?
5. Wie kann es in einem heißem Sommer passieren, dass die Fische in kleineren Seen sterben? In welchen Jahreszeiten fühlen sich Fische demzufolge am wohlsten?
6. Beschreibe, was man beobachtet und was mit den Atomen passiert, wenn man Wasser kocht.
7. Nenne drei Lösungsmittel und ordne ihnen Stoffe zu, die sich darin auflösen.
8. Warum kann sich Salz nicht in Waschbenzin auflösen. Welche Stoffe löst Waschbenzin besser? Nenne eine passende Regel.
9. In welcher Lösungsmittelgruppe lösen sich: Säuren, Laugen, Salze, Nagellack, Butter, Ölflecken.
10. Ein starker Raucher hat gelbe Finger und Zähne und in der Wohnung gelb-verschmutzte Gardinen. Nur mit Wasser bekommt er es nicht sauber. Was ist für die Verschmutzung verantwortlich und wie kann dem Raucher geholfen werden?
11. Erkläre, wie man eine übersättigte Salzlösung herstellen und wie man mit dieser einen Kristall züchten kann.
12. Beim Kochen einer gefrorenen Salzlösung kann man zwei interessante Beobachtungen machen. Erkläre sie.
13. Erkläre die Wirkung von Streusalz.
14. Warum wird in die Scheibenwaschanlage (im Winter) Alkohol zum Seifenwasser zugefügt?
15. Warum gefriert eine mit Alkohol enteiste Autoscheibe schneller wieder, als eine, die freigekratzt wurde?
16. Warum wird stark verschmutzte Wäsche bei 60°C und leicht verschmutzte Wäsche nur bei 40°C gewaschen?
17. Nenne zwei Methoden, wie man fettige Hände nach dem Essen eines Hähnchens reinigen kann.
18. Ein Schüler hatte einen Motorschaden mit seinem Mofa. Er vermutet, dass ihm jemand Zucker in den Tank getan hat.
 - a) Warum ist Zucker für den Motor gefährlich und wie wirkt er sich aus?
 - b) Kann man den Zucker noch nachweisen - und wie?
19. Warum schwimmen die Fettaggen in der Suppe oben?
20. Beschreibe die chemische Verbindung H_2O . Nenne Vorkommen, Eigenschaften und Bedeutung.
21. Wie erklärst Du Dir den hohen Wasserverbrauch in Deutschland von bis zu 300 L pro Tag und Person? (zum Vergleich: in einigen Entwicklungsländern liegt er bei 4 L pro Tag und Person!)
22. Wie stellt man aus Wasser eigentlich Wasserstoff her? Kann man das auch „kostenlos“ machen?
23. Beschreibe Wasserstoff mit seinen Eigenschaften und Reaktionen.
24. Nenne chemische Trennungsmethoden und ordne ihnen passende Stoffgemische zu.
25. Wie funktioniert eigentlich eine Kläranlage?
26. Beschreibe die Extraktion von Erdnussöl.
27. Wie trennt man ein Sand-Salzgemisch?
28. Vervollständige die allgemeinen Aussagen eines Diagramms:

Je die Gerade, desto höher die Geschwindigkeit. Unterbrechungen hingegen sagen etwas über den aus. die Kurve , wie gewohnt, danach weiter, so liegt ein vor, entsteht eine Stufe, so war vielleicht der aus. Fällt die , so wurde vielleicht kälteres Wasser zugefügt.

29. Welche Messfehler kann man beim Messen einer Temperatur-Zeitkurve erhalten? Zähle sie auf.

7 Gesetzmäßigkeiten chemischer Reaktionen

7.1 Gesetze von der Erhaltung der Masse und der Energie

7.1.1 Massenerhaltung

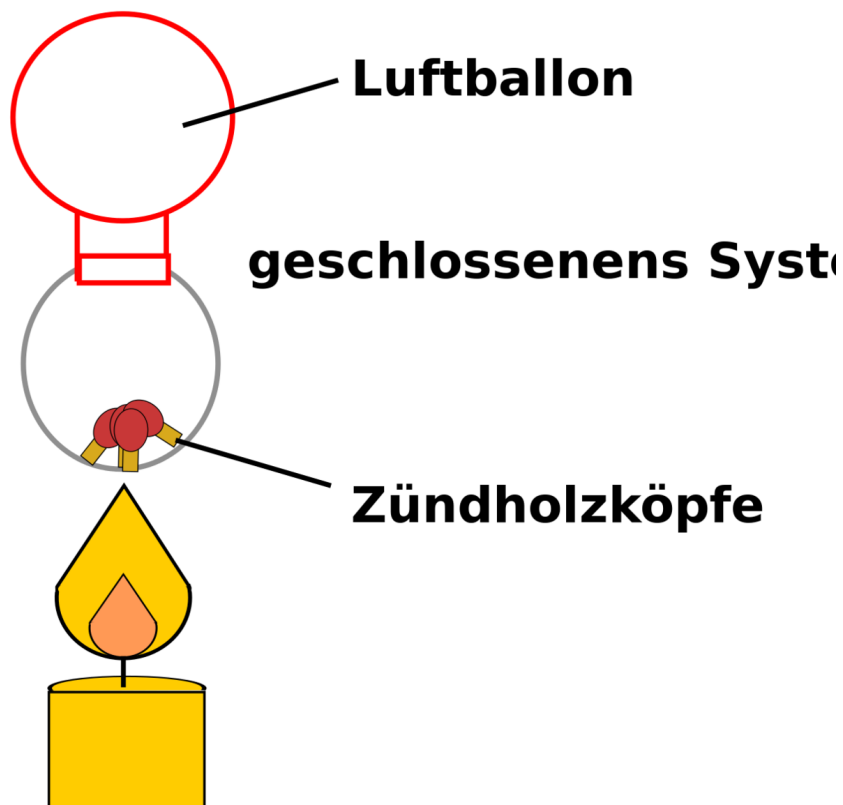


Abb. 47

Was geschieht eigentlich mit der Masse der Reaktionsteilnehmer bei einer chemischen Reaktion? Dies zu überprüfen, ist gar nicht so einfach, da man dazu ein geschlossenes System haben muss, in das kein neuer Stoff eindringt, aber auch nichts entweicht. Um das zu erreichen, wird ein Rundkolben mit einem Luftballon gasdicht verschlossen. Ein Stopfen eignet sich nicht zum Verschließen, er würde sofort durch die Wärmeausdehnung herausknallen!

Versuchsbeschreibung

In einen Rundkolben werden Streichholzspitzen gefüllt. Er wird mit einem Luftballon verschlossen und gewogen.

Dann erhitzen wir den Kolben, bis sich die Streichholzköpfe entzünden.

Anschließend wiegen wir den Kolben erneut und vergleichen die gemessenen Gewichte.

Beobachtung

Der Luftballon dehnt sich aus und zieht sich wieder zusammen.

Gewicht vor der Reaktion: $m_1 = 50,41 \text{ g}$

Gewicht nach der Reaktion: $m_2 = 50,41 \text{ g}$

Das Gas dehnt sich bei Erwärmung aus und kontrahiert beim Abkühlen.

Merksatz

⇒ Die Gesamtmasse der Reaktionspartner hat sich nicht geändert.

Gesetz von der Erhaltung der Masse
Antoine Lavoisier (1743 - 1794): Rien ne se perd, rien ne se crée
Die Gesamtmasse ändert sich bei chemischen Reaktionen (im Rahmen der Messgenauigkeiten) nicht.
Masse der Ausgangsstoffe=Masse der Produkte

7.2 Energieerhaltung

Gesetz von der Erhaltung der Energie
Albert Einstein (14.3. 1879 - 18.4.1955): Umwandlung von Energie in Masse und von Masse in Energie ist möglich.
$E = m \cdot c^2$ ($c = \text{Lichtgeschwindigkeit} = 300.000 \text{ km/s}$)
Bei einer chemischen Reaktion ist die Summe aus Masse und Energie der Ausgangsstoffe gleich der Summe aus Masse und Energie der Endstoffe.
Wird Energie frei, tritt ein unwägbare kleiner Massenverlust auf. Wird Energie investiert, tritt Massenzunahme auf. Dieses kann allerdings mit herkömmlichen Waagen nicht gemessen werden.

7.3 Energieerhaltung bei chemischen Reaktionen

In einem späteren Schuljahr wirst du dies als w:Thermodynamik#Erster Hauptsatz¹ kennenlernen.

Versuchsbeschreibung

Bei diesem Versuch wird nasses CaO getrocknet. Anschließend wird wieder Wasser zugegeben.

Beobachtung

¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Thermodynamik%23Erster%20Hauptsatz>

Wir beobachten, dass Energie zum Entfernen des Wassers benötigt wird. Die Zugabe von Wasser setzt Energie frei.

Wasser, CaO und Becherglas und Thermometer werden gewogen. Dann wird das Wasser zugegeben. Die Temperatur steigt.

Woher stammt die freiwerdende Energie (Temperatur)?

Eine praktische Erklärung

Nach Einstein ist $E=mc^2$. Wenn c eine Konstante ist und nach dem ersten Gesetz die Masse sich nicht ändert, so muss auch die Gesamtenergie bei chemischen Reaktionen unverändert bleiben.

⇒ Wenn Benzin verbrennt und Energie frei wird, muss sie schon vorher enthalten sein.

⇒ Der Stoff muss also eine Art innerer Energie besitzen.

7.4 Gesetz der konstanten Massenverhältnisse

Statt von Massenverhältnissen zu sprechen, kann man auch Proportionen sagen.

w: Joseph Louis Proust² **1754 - 1826** war Apotheker in Paris und auch Forscher in Madrid, wo er vom spanischen König bezahlt wurde. Er musste für seine Medikamente viele Kräuter mischen und reagieren lassen und war daran interessiert, so wenig wie möglich bei einer Reaktion an Resten „über“ zu haben, also zu verschwenden, da die Kräuter selten und teuer waren. Er untersuchte also chemische Reaktionen unter dem Aspekt der Masse.

Um seine Erkenntnisse zu verstehen, kann man ein einfaches Masseexperiment durchführen, welches schon bekannt ist, die Vereinigung von Kupfer mit Schwefel:

Versuchsbeschreibung

Mehrere Schülergruppen wiegen ein Kupferblech vor und nach der Vereinigung mit Schwefel. Dann wird der Mittelwert aller Messungen bestimmt und das Massenverhältnis berechnet.

Beobachtung

Der Mittelwert aller Messungen lautet:

- Kupferblech vor der Reaktion: 6g
- Kupferblech nach der Reaktion: 7,5g

⇒ Das Kupfer hat mit 1,5g Schwefel reagiert.

Schwefel + Kupferblech → Energie + Schwefelkupfer

So wird das Verhältnis berechnet:

$$\frac{m_{\text{Kupfer}}}{m_{\text{Schwefel}}} = \frac{6\text{g}}{1,5\text{g}} = \frac{4}{1}$$

² <http://de.wikipedia.org/wiki/Joseph%20Louis%20Proust>

Folgende Grafik soll Dir verdeutlichen, dass der Zusammenhang bei jeder Masse besteht und proportional ist. D.h. Das konstante Massenverhältnis von Kupfer zu Schwefel ist immer 4:1

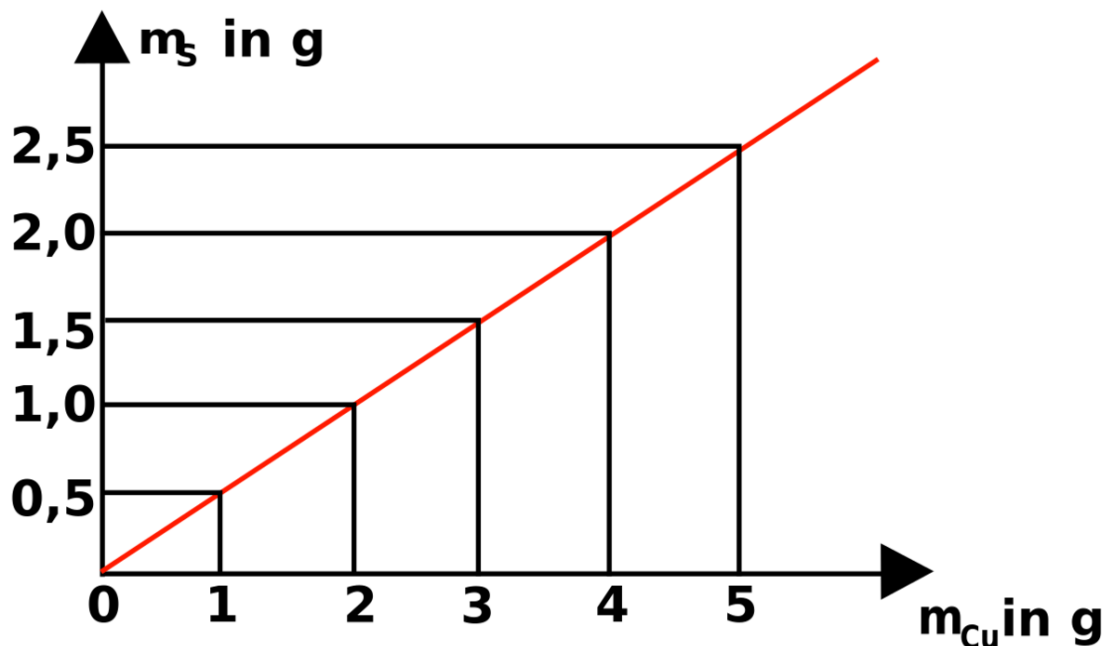


Abb. 48 Proportionalität zwischen der Masse von Kupfer und Schwefel

Gesetz der unveränderlichen Massenverhältnisse
Louis Proust (1799)
Bei chemischen Reaktionen, also Vereinigung beziehungsweise Zersetzung, reagieren die Reinstoffe immer in einem von der Natur vorgegebenen festen Verhältnis miteinander.

7.5 Aufgaben zum Rechnen mit Massenverhältnissen

1. Eisen + Schwefel (Fe + S):
 - a) Bei einem Versuch reagieren 140 g Eisen mit 80 g Schwefel. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis.
 - b) Wie viel Schwefel braucht man für 105 g Eisen?
 - c) Bei einer anderen Vereinigung werden zu einem Eisenblech 200 g Schwefel gegeben. Die Vereinigung verläuft vollständig. Wie schwer war das Eisenblech?
2. Kupfer und Schwefel (Cu + S):
 - a) Ein Kupferblech wiegt 400 g. Es wird mit Schwefel vereinigt. Nach der Reaktion wiegt es 600 g. Wie groß ist die Masse des Schwefels der reagiert hat?
 - b) Bestimme das Massenverhältnis.
 - c) Wieviel Gramm Schwefel braucht man für die Reaktion von 233 g Cu?
3. Wasserstoff und Sauerstoff (H + O):

- a) Auch Gase haben ein Gewicht. 8 g Wasserstoff und 64 g Sauerstoff vereinigen sich beim Entzünden mit einem lauten Knall. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis.
- b) Wie viel Gramm Wasserstoff braucht man für 12 g Sauerstoff?

7.6 Gesetz der konstanten Massenverhältnisse

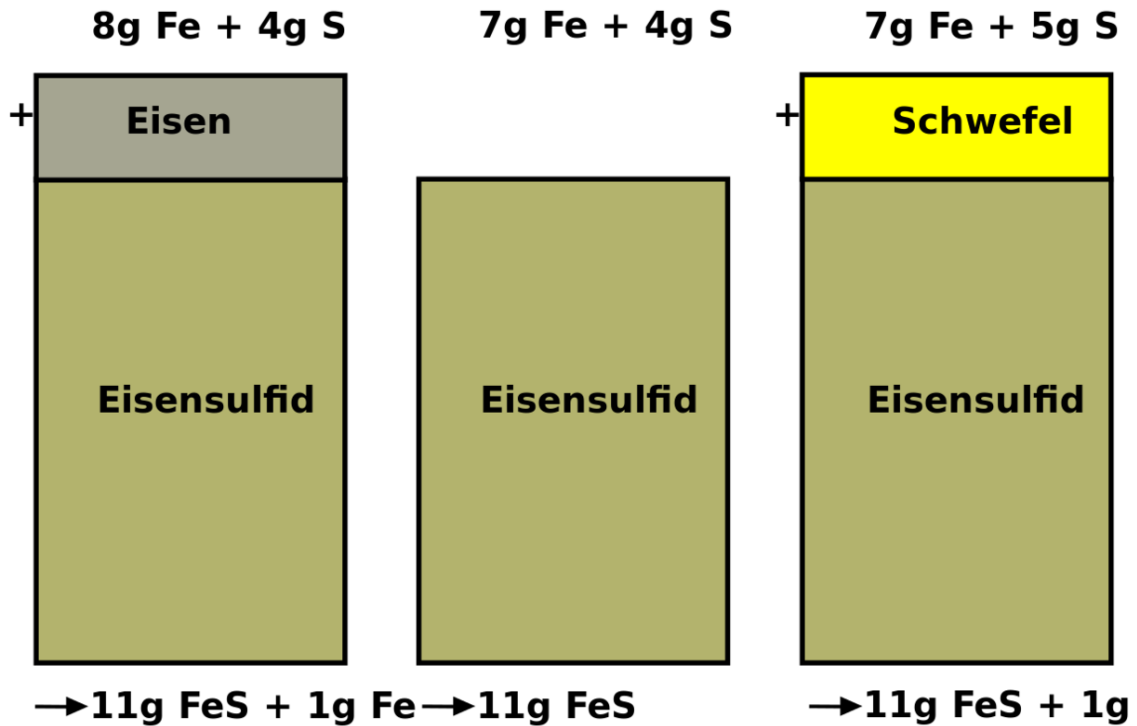


Abb. 49 Die konstanten Masseverhältnisse bei der Bildung von FeS

⇒

Eisen und Schwefel reagieren im Massenverhältnis 7:4 miteinander

Dieses Ergebnis gilt auch bei großen Massen (z.B. Tonnen)!

Daraus folgt das

Gesetz der konstanten Massenverhältnisse:

Merksatz

Bei chemischen Reaktionen reagieren die Stoffe immer in einem von der Natur vorgegebenen festen Verhältnis miteinander.

7.7 Zerlegbarkeit von Stoffen

Schon der Grieche w:Demokrit³ - **460 - 371 v. Chr.** - nahm an, dass man Stoffe nicht beliebig weit zerkleinern kann. Er vermutete ein unteilbares Teilchen, welches er „Atomos“ nannte, nach dem griechischen Wort für unteilbar.

Für die Existenz von winzigen Teilchen sprechen viele Befunde:

Versuchsbeschreibung Brom ist ein bei Raumtemperatur gerade noch flüssiges Nichtmetall, welches bei Freisetzung sofort verdunstet. Zum Beweis, dass die Flüssigkeit Brom aus kleineren Bestandteilen besteht, wird ein Tropfen Brom in einen mit Luft gefüllten Gaszylinder getropft.

Beobachtung Der braune Dampf breitet sofort sich aus und verteilt sich im ganzen Zylinder

Die Teilchen verteilen sich selbstständig im Raum. Man nennt diesen Vorgang Diffusion. Dies ist die Verteilung von Teilchen aufgrund ihrer Eigenbewegung (siehe auch Kapitel 5 - Versuch des Kaliumpermanganatkristalls in Wasser⁴)

Weiterhin spricht für die „Atom-Theorie“, dass viele Stoffe Kristalle bilden:

Versuchsbeschreibung Man erstellt eine gesättigte Alaunlösung. Ein kleiner Impfkristall wird in die Alaunlösung gehängt.

Beobachtung Der Kristall wächst und bildet einen Oktaeder.

Kleinste Teilchen legen sich an die Oberfläche in ganz bestimmter Weise aneinander. Es bildet sich ein großer Kristall. Jede neue Schicht vergrößert den Kristall, lässt die Grundgestalt aber unverändert.

7.8 Daltons Atomhypothese

w:Atommodell#Daltons_Atomhypothese_.281808.29⁵

w:John Dalton⁶, geboren am 6. September 1766 in Eaglesfield, England war ein englischer Naturwissenschaftler und Lehrer. Sein Vater war als Weber reich genug, seinen Sohn auf eine Schule zu schicken. Für die damalige Zeit keine Selbstverständlichkeit. Schon im Alter von 12 Jahren wurde er selbst an dieser Schule als Lehrer tätig. Im Alter von 15 Jahren (also 1781) begann er im benachbarten Kendal mit seinem Bruder und seinem Cousin eine neue Schule zu leiten. 12 Jahre

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Demokrit>

4 Kapitel 5.2 auf Seite 73

5 http://de.wikipedia.org/wiki/Atommodell%23Daltons_Atomhypothese_.281808.29

6 <http://de.wikipedia.org/wiki/John%20Dalton>

später (1793) wird er an das „New College“ nach Manchester berufen, wo er Studenten unterrichtete sollte. Er starb am 27.7.1844, im Alter von 78 Jahren in Manchester.

Sein Interesse galt vielen Dingen, vor allem aber den Vorgängen der Natur. Durch seine meteorologische Beobachtungen vermutete er schon 1787, dass Regen durch ein Sinken der Atmosphären-temperatur entsteht. Weiterhin arbeitete er auf dem Gebiet der Wärmeausdehnung von Gasen und formulierte ein Gesetz dazu (das „Dalton-Gesetz der Partialdrücke“). John Dalton entdeckte auch die Farbenblindheit, an der er selbst litt. Seine wichtigste Theorie veröffentlichte er 1803 zu den chemischen Elementen. Er vermutet, dass alle Stoffe aus Atomen bestehen. Diese neue Theorie wurde nach ihm „Daltonsche Atomhypothese“ benannt:

1. Materie besteht aus extrem kleinen, bei Reaktion ungeteilt bleibenden Teilchen, den Atomen.
2. Die Masse der Atome eines bestimmten Elements sind gleich (alle Atome eines Elements sind gleich). Die Atome verschiedener Elemente unterscheiden sich in ihren Eigenschaften (zum Beispiel in Größe, Masse, usw.).
3. Es existieren so viele Atomsorten wie Elemente.
4. Bei chemischen Reaktionen werden Atome in neuer Kombination vereinigt oder voneinander getrennt.
5. Eine bestimmte Verbindung wird von den Atomen der betreffenden Elemente in einem bestimmten, einfachen Zahlenverhältnis gebildet.

Sein bedeutendster Beitrag dürfte sein 1808 veröffentlichtes Buch „A New System Of Chemical Philosophy“ sein. Darin schlug Dalton vor, das Atomgewicht der Elemente auf das leichteste Element, den Wasserstoff zu beziehen. Diesem ordnete er dabei die Masse 1u zu. (u steht für „unit“ = Einheit). Seine Messungen waren für die damalige Zeit und die zur Verfügung stehenden Messgeräte erstaunlich genau! Er stellte gleichzeitig eine Tabelle der Atomgewichte auf, in der die Atome nach steigender Masse angeordnet waren. Diese waren eine wichtige Vorlage für die spätere Aufstellung des Periodensystems der Elemente.

1822 wurde er Mitglied der Englischen w:Royal Society⁷. Von dieser erhielt er als erster die Goldmedaille für seine Verdienste auf dem Gebiet der Chemie. 1830 wählte man ihn als erstes ausländisches Mitglied in die französische „Académie Des Sciences“ in Paris. Letzteres war die höchste Ehrung, die einem englischen Wissenschaftler im 19. Jahrhundert verliehen wurde.

7.8.1 Aufgaben

1. Lies den gesamten Text und Unterstreiche anschließend mit einem Bleistift alle Schlüsselwörter mit einer Wellenlinie, alle Nebeninformationen mit einer geraden Linie.
2. Lese den Text nochmals durch, wenn Du keine Änderungen mehr an Deinen Schlüsselwörtern und den Nebeninformationen hast, kennzeichne die Schlüsselwörter mit einem Textmarker und unterstreiche die Nebeninformationen mit einer feinen roten Linie.
3. Erstelle einen Spickzettel mit den 12 wichtigsten Schlüsselwörtern (und Zeichnungen / Skizzen wenn Du möchtest).

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Royal%20Society>

7.9 Dalton bestimmte das Atomgewicht durch Vergleich von Atommassen

Natürlich kann man Atommassen nicht direkt vergleichen, weil man die Atome nicht einzeln in die Waagschale legen kann. Auch Dalton ging so vor, wie wir das bei unserem Versuch mit dem Kupferblech gemacht haben.

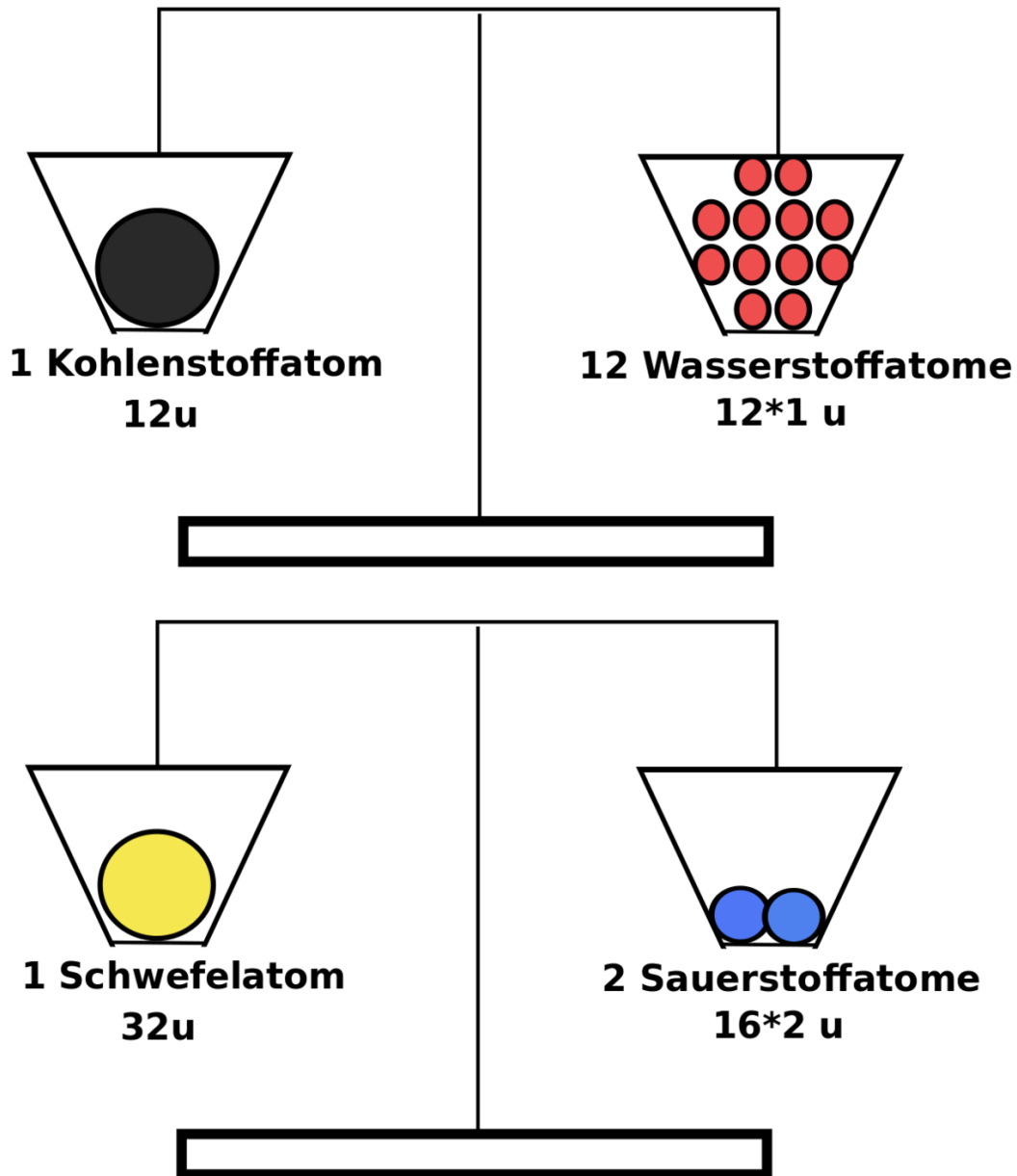


Abb. 50 Versuchsaufbau Leitfähigkeit von Lösungen

Wenn man die relative Atommasse auf ein Atom bezieht und in Gramm ausrechnet, bemerkt man, wie gering die Masse eines Atoms ist:

+ Energie
+ Energie
+ Energie

+ 1 g Schwefel
+ 2 g Eisen

→ 11 g Eisensulfid
→ 11 g Eisensulfid
→ 11 g Eisensulfid

+ 5 g Schwefel
+ 4 g Schwefel
+ 4 g Schwefel

7 g Eisen
9 g Eisen
7 g Eisen

Merksatz

⇒ Da Schwefel und Eisen in einem konstanten Verhältnis miteinander reagieren und bei 7 g Eisen und 4 g Schwefel kein Rest übrig bleibt, folgt daraus, dass in 7 g Eisen genauso viele Atome enthalten sind wie in 4 g Schwefel.

Wichtig: Es können nur ganze Atome reagieren (da sie chemisch unteilbar sind)

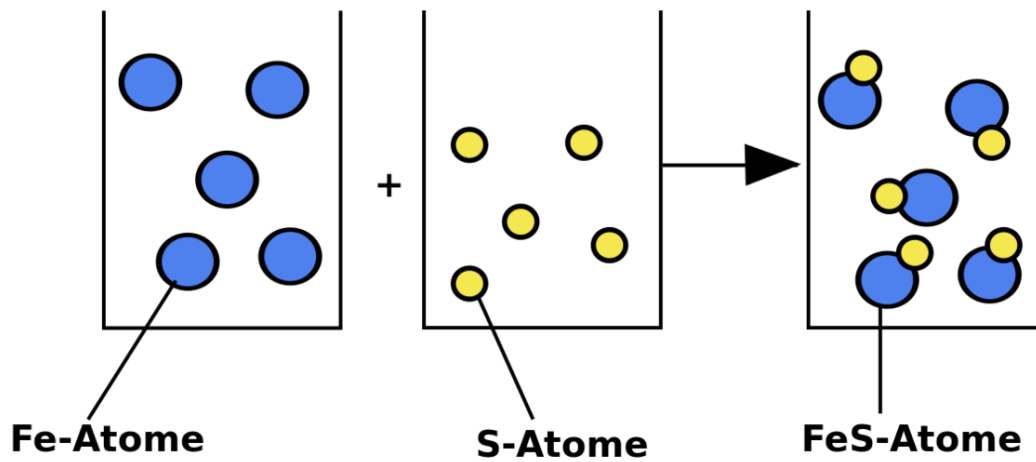


Abb. 51 Bildung von FeS

gezählt	5 Atome Fe	+	5 Atome S	↑	5 Moleküle FeS	Energie
gewogen	7g Fe	+	4g S	↑	\Rightarrow Anzahlverhältnis $\frac{5 \text{ Atome Fe}}{5 \text{ Atome S}} = 1$ 11g FeS	Energie
bzw.:	5 · 56u	+	5 · 32u	↑	\Rightarrow Massenverhältnis $\frac{7g}{4g} = \frac{7}{4}$ 5 · 88u \Rightarrow Massenverhältnis $\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{280}{160} = \frac{7}{4}$	Energie

Frage

Hat damit Dalton das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse schon erklärt?

Merksatz

⇒ Wenn die Anzahl der reagierenden Eisenatome der Anzahl an reagierenden Schwefelatomen entspricht, dann muss das Massenverhältnis immer gleich sein, da nur ganze Atome miteinander reagieren können und sich deren Anzahl im Verhältnis heraus kürzt:

Beispiel:

$$\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{1 \cdot 56u}{1 \cdot 32u} = \frac{7}{4} = \frac{1 \cdot 000 \cdot 56u}{1000 \cdot 32u}$$

Merksatz

⇒ Unabhängig von der Anzahl der beteiligten Atome ist das Massenverhältnis immer konstant, da die Atome in einem festen Anzahlverhältnis miteinander reagieren.

Ein Vergleich: Im Klassenraum sind Jungen (alle 70 kg) und Mädchen (50 kg). Egal wie viele Mädchen mit Jungen sich zu Paaren zusammenstellen, es kommt immer das Verhältnis 7:5 pro Paar heraus.

7.10.1 Aufgaben

1. Schreibe einen Aufsatz, der erklärt, inwiefern Daltons Atomhypothese das Gesetz der konstanten Proportionen erklärt.
2. Erkläre die Konsequenzen der Aussage „Eisen reagiert mit Schwefel zu Eisensulfid. **Genau** ein Atom Eisen reagiert dabei immer mit einem Atom Schwefel“
3. Was kann man mit diesem Wissen nun alles aus der Formel „FeS“ herauslesen?
4. Was passiert wenn wir mehr Schwefel nehmen (⇒ S Atome bleiben übrig. (siehe Anfang!))

7.11 Gesetz der multiplen Proportionen

Ein Mineralsammler findet einen schwarzen Brocken mit Eisensulfid (FeS) sowie einen Brocken eines goldenen Minerals. Eine Untersuchung ergibt für beide (!), dass nur Fe und S enthalten ist. Nach einer quantitativen Analyse des goldenen Minerals wissen wir mehr.

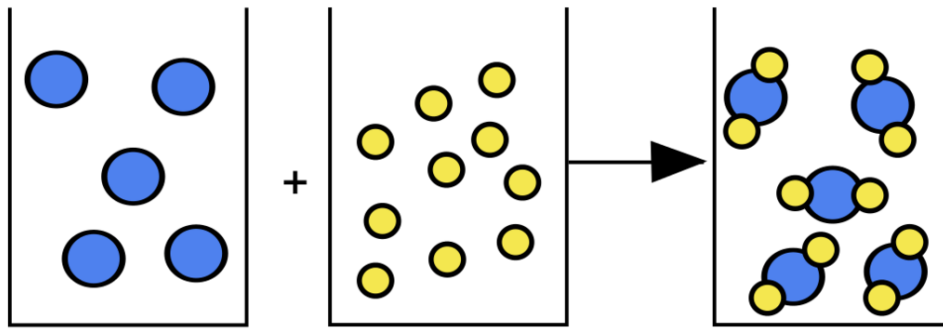


Abb. 52 Bildung von FeS

gezählt	2*5 Atome Fe	+ 5 Atome S	→ 5 Moleküle FeS ₂	+ Energie
gewogen	7g Fe	+ 8g S	⇒ Anzahlverhältnis $\frac{5 \text{ Atome Fe}}{10 \text{ Atome S}} = \frac{1}{2}$	+ Energie
bzw:	5 · 56u	+ 2 · 32u	⇒ 15g FeS ₂	+ Energie
			⇒ Massenverhältnis $\frac{7g}{8g} = \frac{7}{8}$	
			⇒ Massenverhältnis $\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{56}{64} = \frac{7}{8}$	

Durch diesen Wert kann man nun die Formel und den Namen des Minerals mit der passenden Fachliteratur bestimmen: Das Mineral heißt w:Eisenkies⁸ (**Pyrit, Katzungold, fools gold**) und kommt z.B. in Silberbergwerken vor. Seine Formel ist FeS₂

Merksatz

⇒ Es handelt sich um zwei völlig verschiedene Verbindungen, die beide aus Eisen und Schwefel bestehen und ganz verschiedene Eigenschaften haben. Sie unterscheiden sich z. B. in ihrem Massenverhältnis.

Merksatz

⇒ Das Gesetz der Multiplen Proportionen: Elemente verbinden sich in einem von der Natur vorgegebenem, einfachen Massenverhältnis oder deren Vielfachen miteinander.

Merksatz

Theoretisch mögliche Kombinationen wären: 7/4, 7/8, 14/4, 14/12... usw

7.11.1 Vergleiche:

Eisensulfid 1: schwarzes Pulver, magnetisch (⇒ **Magnetkies**)

Bildung durch: 7 g Eisen + 4 g Schwefel → 11 g Eisensulfid 1 (=Magnetkies)

$$\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{7g}{4g} = \frac{7}{4}$$

Eisensulfid 2: gold-metallisch glänzend, nicht magnetisch (⇒ **Eisenkies, Katzungold, Pyrit**),

Bildung durch: 7 g Eisen + 8 g Schwefel → 15 g Eisensulfid 2 (=Eisenkies)

Diese Reaktion erfordert speziellen Reaktionsbedingungen, wie sie z.B. im Erdinneren, bei hohem Druck und hoher Temperatur vorliegen.

$$\frac{m_{Fe}}{m_S}$$

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Eisenkies>

$$=$$

$$\frac{7g}{8g}$$

$$=$$

$$\frac{x * 7}{y * 4}$$

$$\Rightarrow$$

$$\frac{x = 1}{y = 2}$$

Berechnung des tatsächlichen Massenverhältniss**Merksatz**

tatsächliches Massenverhältnis = einfaches Massenverhältnis $\Rightarrow \frac{x}{y} \quad x=1 \wedge y=2$

Mit diesem Wissen wurden von Chemikern nun viele Mineraliensucher ausgeschickt, die rausfinden sollten, welche Verbindungen es wirklich gibt. In der Natur findet man allerdings nicht alle denkbaren Vielfachen, obwohl theoretisch viele möglich sind.

\Rightarrow Es stellt sich heraus, dass es tatsächlich nur wenige Elementkombinationen gibt.

Ein weiteres Eisensulfid wurde aber tatsächlich noch gefunden, die Analyse ergab ein Massenverhältnis von Fe : S = 14 : 12

$$\Rightarrow MV = \frac{7*2}{4*3} = \frac{7}{6}$$

\Rightarrow 7 g Eisen vereinigen sich mit 6 g Schwefel vollständig.

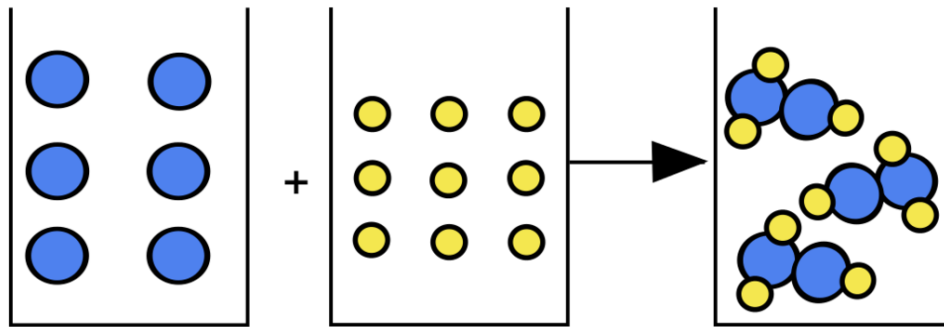
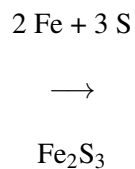


Abb. 53 Bildung von FeS



Merksatz

Die Formel dieses Eisensulfids ist Fe_2S_3

Dieses Wissen erforderte eine neue Schreibweise für chemische Verbindungen:

7.12 Regeln für die chemische Formel

Bsp.: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (Traubenzucker)

1. Anschreiben der Symbole der an der Verbindung beteiligten Elemente (C, H, O).
2. Das Anzahlverhältnis der Atome wird durch tief gestellte Zahlen ausgedrückt.
3. Symbole der Metalle werden vorangestellt.

7.12.1 Aufgaben

1. Wie viele Atome sind in Schwefelsäure (Phosphorsäure) miteinander vereinigt?
2. Fe reagiert mit S unter hohem Druck im Massenverhältnis 7/6. Bestimme das Atomverhältnis.
3. Schwefel verbrennt an der Luft mit blassblauer Flamme. Wenn der Schwefel in reinem Sauerstoff verbrennt leuchtet er blau und es entsteht ein weißer Feststoff:
Stelle die zwei Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massenverhältnisse.

4. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/16. Bestimme die Formel des entstehenden Gases
5. Eine Müllverbrennungsanlage verbrennt am Tag 1000 kg Kunststoffe. Diese enthalten 950 kg Kohlenstoff. 95% davon verbrennen vollständig zu Kohlenstoffdioxid. 5% verbrennen unvollständig zu Kohlenstoffmonooxid. Stelle beide Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massen der entstehenden Gase.

7.12.2 Aufgaben zum Rechnen

1. Eisen reagiert mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 14/12. Bestimme das Atomverhältnis.
2. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/8 Bestimme die Formel des entstehenden Gases
3. Im Labor lässt sich Stickstoff aber auch in anderen Massenverhältnissen oxidieren. So reagieren 126 g Stickstoff mit 288 g Sauerstoff zu einem gelben Gas. Bestimme das Massenverhältnis und bestimme die Formel des gelben Gases.
4. Im Dieseldieselkraftstoff ist Schwefel enthalten. Es bildet sich bei der Verbrennung im Motor das Gas Schwefeldioxid.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung (mit „C“ als Dieseldieselkraftstoff) auf.
 - b) Bestimme, wie viel Gramm Schwefeldioxid pro kg Sauerstoff entstehen.
 - c) In einem Liter Dieseldieselkraftstoff sind (ca.) 10 g Schwefel enthalten. Bestimme die Masse an Schwefeldioxid, die bei einer Fahrstrecke von 100 km (Verbrauch 5l / 100 km) entsteht.
5. Wenn reiner Kohlenstoff in reinem Sauerstoff verbrennt, ist kein Produkt zu sehen. Kann man es dennoch beweisen?
6. Bei einem Versuch reagieren 21 g Eisen mit 12 g Schwefel. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis. Wie viel Schwefel braucht man für 25 g Eisen?

7.12.3 Wiederholungsfragen

Die Wiederholungsfragen beziehen sich auf dieses Kapitel und alle Kapitel für Klasse 8.

Unglaublich leichte Wiederholungsfragen

1. Ist Luft (Wasser?) ein Element? Begründe!
2. Erkläre: Element - Verbindung - Gemisch.
3. Was ist ein Metalloxid (Nichtmetalloxid)? Nenne je zwei Beispiele.
4. Wie kann man Metallsulfide bilden. Nenne ein Beispiel.
5. Erkläre die Vereinigung von Kupfer mit Schwefel (Eisen mit Schwefel).
6. Was ist eine Vereinigung, was ist eine Zersetzung?
7. Nenne Stationen in Daltons Leben.
8. Beschreibe, was man erhält, wenn man Säure und Lauge gleicher Konzentration mischt.
9. Was sagt der Massenerhaltungssatz aus?
10. Was sagt der Energieerhaltungssatz aus?
11. Was sagt das Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse aus?

12. Worin liegt die Erweiterung des Gesetzes der vielfachen Massenverhältnisse im Vergleich zu dem der konstanten Massenverhältnisse?
13. Welcher Stoff entsteht, wenn man Phosphoroxid und Wasser mischt (Natriumoxid)?
14. Welcher Stoff entsteht, wenn man Stickoxid (NO_2) und Wasser mischt?
15. Welcher Stoff entsteht, wenn man Kohlenstoffdioxid und Wasser mischt?
16. Nenne die Formel für Sauerstoff, Wasserstoff, Stickstoff, Wasser und Kohlenstoffdioxid
17. Was ist eine Säure, was ist eine Lauge? Wie macht man eine Säure unschädlich?
18. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von Fe_2O_3 auf (SO_2 , SO_3 , CO_2)
19. Nenne 5 Säuren mit Formel (3 Laugen mit Formel, 5 Säurereste mit Formel).

TIPP: Lerne nochmals alle Säuren, Laugen und die Säurereste auswendig!

Halsbrecherische, fiese und vor allem testrelevante Fragen zum Tüfteln

1. Erstelle eine Übersicht der chemischen Gesetze, indem Du das Gesetz jeweils formulierst und mindestens ein Beispiel findest.
2. Fe verbrennt mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 7/6. Bestimme das Atomverhältnis!
3. Zwei Atome verbinden sich im Massenverhältnis 1: Wie heißt die Verbindung? (Für Profis: 2:16)
4. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/16. Bestimme die Formel des entstehenden Gases.
5. 2,4 g Magnesium und 7,0 g Chlor reagieren miteinander. Bestimme die Formel der Verbindung.
6. Eine Müllverbrennungsanlage verbrennt am Tag 1000 kg Kunststoffe. Diese enthalten 950 kg Kohlenstoff. 95% davon verbrennen vollständig zu Kohlenstoffdioxid. 5% verbrennen unvollständig zu Kohlenstoffmonoxid. Stelle beide Reaktionsgleichungen auf und bestimme die Massen der entstehenden Gase.
7. Eisen reagiert mit Schwefel unter hohem Druck im Massenverhältnis 14/12. Bestimme das Atomverhältnis.
8. Die Gase Stickstoff und Sauerstoff verbinden sich im Automotor im Massenverhältnis N:O = 7/8. Bestimme die Formel des entstehenden Gases.
9. Im Labor lässt sich Stickstoff aber auch in anderen Massenverhältnissen oxidieren. So reagieren 126 g Stickstoff mit 288 g Sauerstoff zu einem gelben Gas. Bestimme das Massenverhältnis und bestimme die Formel des gelben Gases.
10. Im Dieselkraftstoff ist Schwefel enthalten. Es bildet sich bei der Verbrennung im Motor das Gas Schwefeldioxid.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung (mit „C“ als Dieselkraftstoff) auf
 - b) Bestimme, wie viel Gramm Schwefeldioxid pro kg Sauerstoff entstehen
 - c) In einem Liter Dieselkraftstoff sind (ca.) 10 g Schwefel enthalten. Bestimme die Masse an Schwefeldioxid, die bei einer Fahrstrecke von 100 km (Verbrauch 5l / 100 km) entsteht. Bei einem Versuch reagieren 21 g Eisen mit 12 g Schwefel. Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme das Massenverhältnis. Wie viel Schwefel braucht man für 25 g Eisen?

7.13 Volumenverhältnisse bei chemischen Reaktionen

In diesem Versuch wird die Zersetzung von Wasser durch elektrische Energie im Hoffmann'schen Zersetzungsapparat gezeigt.

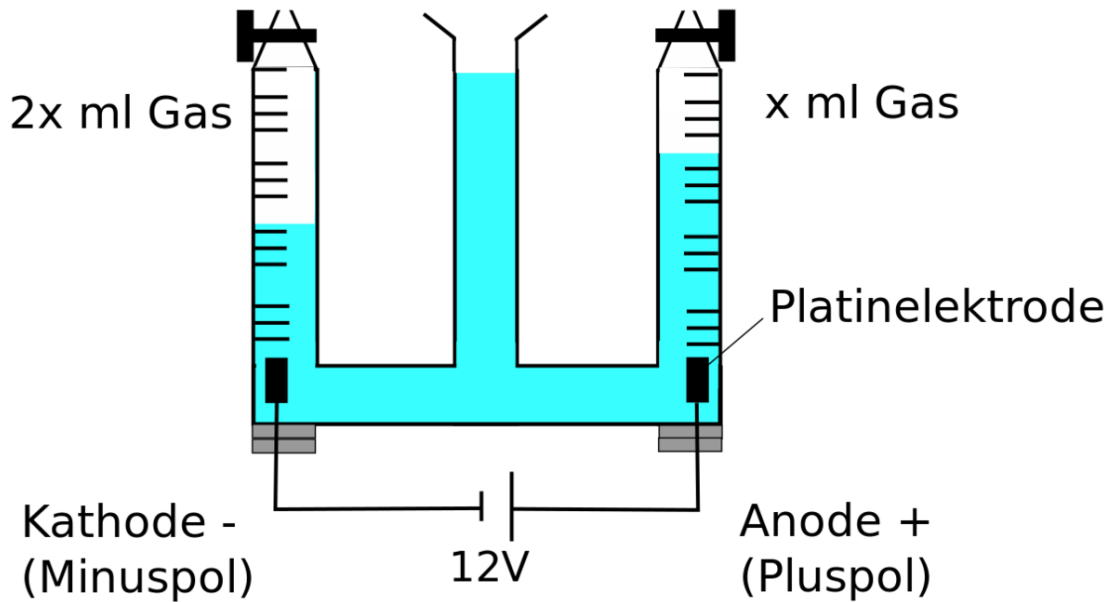


Abb. 54 Zersetzung

Wir beobachten wie Gasblasen aufsteigen am

-Pol: Knallgasprobe positiv +Pol: Glimmspanprobe positiv

Unsere Schlussfolgerung lautet, dass



$$\frac{V_{\text{Wasserstoff}}}{V_{\text{Sauerstoff}}} = \frac{2}{1}$$

2 Vol Wasserstoff + 1 Vol Sauerstoff \longrightarrow 2 Vol Wasserdampf + E

Exkurs: Verbrennung von Kohlenstoff:

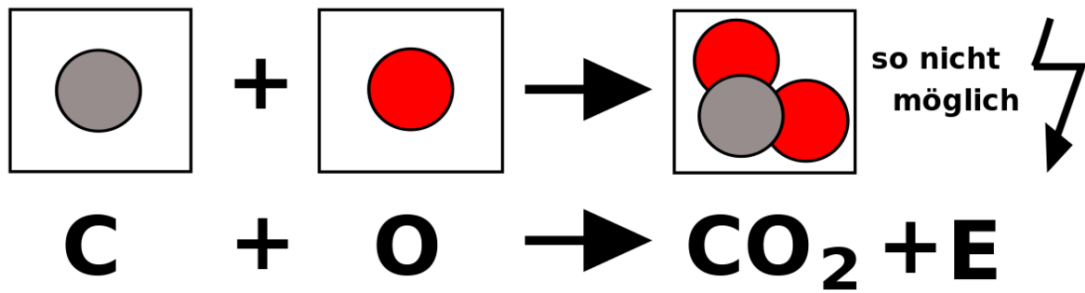


Abb. 55 Verbrennung von Kohlenstoff

also:

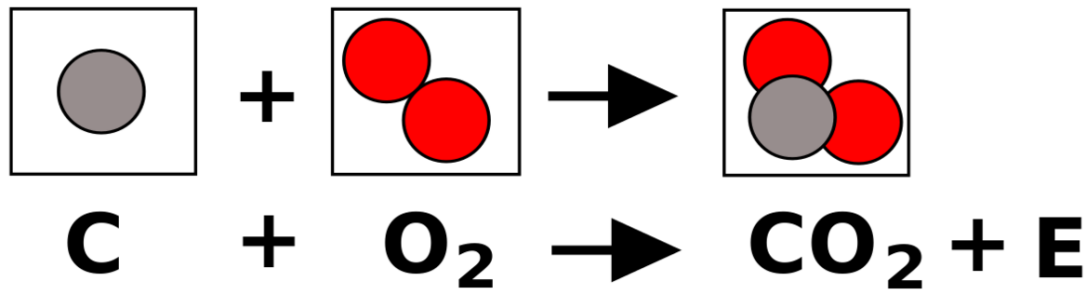


Abb. 56 Verbrennung von Kohlenstoff zu Kohlenstoffmonoxid

⇒ Sauerstoff ist ein zweiatomiges Molekül: O₂

7.13.1 Wie kommt es dazu, dass doppelt so viel Wasserstoff entsteht?

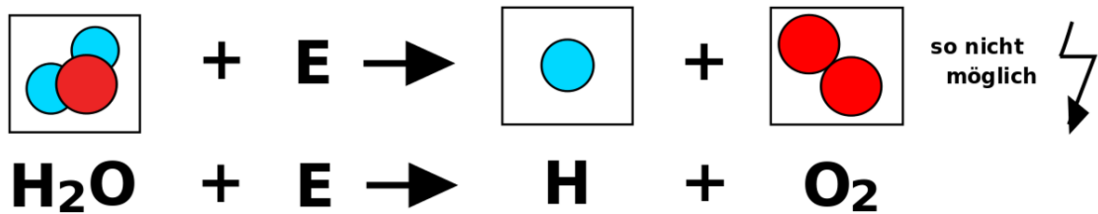


Abb. 57 Zersetzung von Wasser

also:

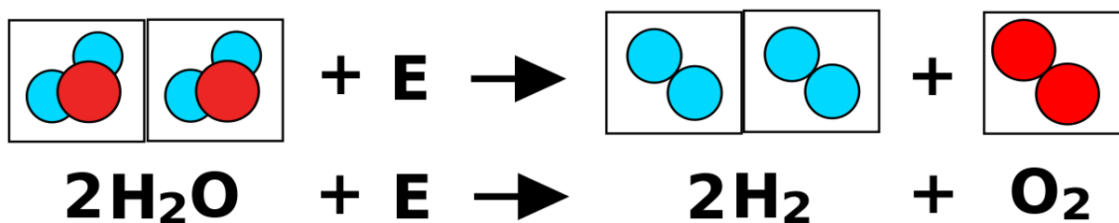


Abb. 58 Zersetzung von Wasser zu Wasserstoff und Sauerstoff

Weitere Beispiele:

Hier ein paar Beispiele:

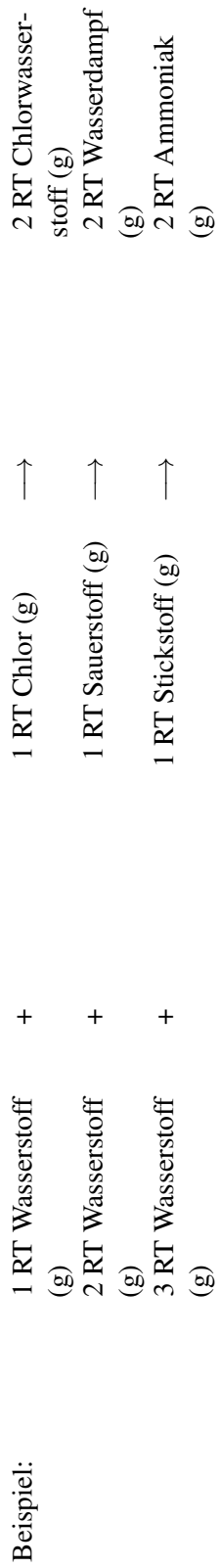
1 Vol Wasserstoff + 1 Vol Chlor \longrightarrow 2 Vol
Chlorwasserstoff (g) + E

3 Vol Wasserstoff + 1 Vol Stickstoff \longrightarrow 2
Vol Ammoniak (g) +E

Volumengesetz nach Gay-Lussac:

Merksatz

Die reagierenden Gasvolumina stehen zueinander im Verhältnis kleiner ganzer Zahlen.



Hypothese von Avogadro:

Merksatz

Gleiche Gasvolumina enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur die gleiche Anzahl von Teilchen.

Beispiel:

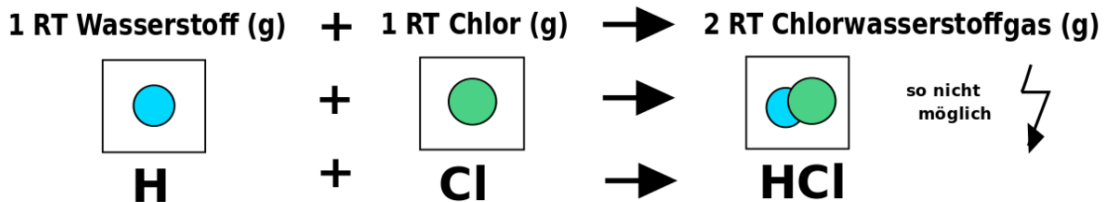


Abb. 59 Bildung von Chlorwasserstoff

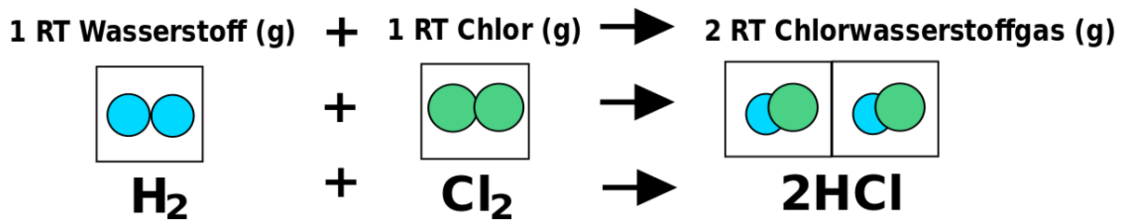


Abb. 60 Chlorwasserstoffbildung

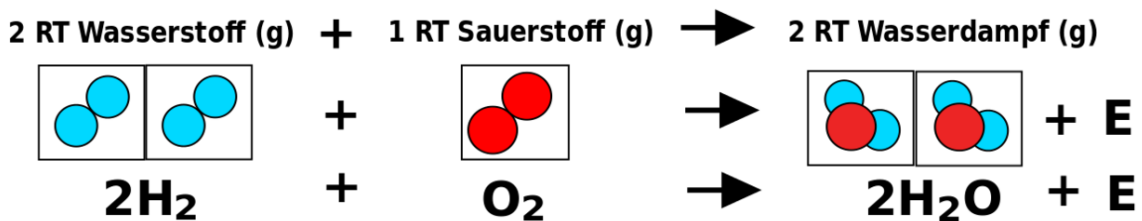


Abb. 61 Wasserdampfbildung

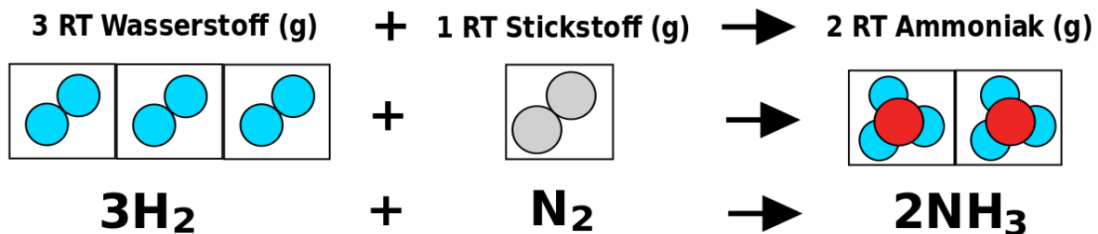


Abb. 62 Ammoniakbildung

Merke: Kleinste Teilchen, die aus zwei oder mehreren Atomen zusammengesetzt sind, nennt man Moleküle.

Merksatz

Regel: Die Gase Sauerstoff, Stickstoff, Wasserstoff und die Halogene sind die Nichtmetalle, die als zweiatomiges Molekül vorkommen. Also: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2

Unterscheide: 1 H_2 = 1 Molekül Wasserstoff, 1 H = 1 Wasserstoffatom, 2 NH_3 = 2 Moleküle Ammoniak

7.14 Die Oxidationszahl

Bei der Oxidationszahl handelt es sich um eine nützliche Hilfszahl. Statt Oxidationszahl zu sagen kannst du auch von der Wertigkeit sprechen.

- Wertigkeiten werden als römische Ziffer über den entsprechenden Atomsymbolen angegeben.
- Elemente haben stets die Wertigkeit 0.

z.B.: $\begin{array}{ccc} 0 & 0 & 0 \\ Cl, & H_2, & Au \end{array}$

- Sauerstoff besitzt in Verbindungen die Wertigkeit -II.

z.B.: $\begin{array}{ccc} +II -II & +I -II & +IV -II \\ MgO, & H_2O, & SO_2 \end{array}$

- Wasserstoff besitzt in Verbindungen die Oxidationszahl +I.

```
{ |
|- align="center"
|
| +I -I
| +I -II
| -III +I
|-
| z.B.:
| HCl,
| H2O,
| NH3
| }
```

- Atome, die Wasserstoff ersetzen, erhalten positive Vorzeichen.

z.B.: $\begin{array}{ccc} +I -I & & +I -II \\ NaCl, & & Li_2O, \end{array}$

- Atome, die Wasserstoff binden, erhalten negative Vorzeichen.

$\begin{array}{ccc} +I -I & +I -II & -III +I \end{array}$

z.B.: HF, H_2S , PH_3

- Der Betrag der Oxidationszahl ergibt sich aus der Zahl der ersetzten bzw. gebundenen Wasserstoffatome.

z.B.: s.o.

- Die Summen der Oxidationszahl in Molekülen bzw. Verbindungen ergibt immer 0.

z.B.: s.o.

- Die Oxidationszahl der Elemente der ersten 3 Hauptgruppen in Verbindungen (!) ist immer positiv und entspricht der Hauptgruppennummer.

z.B.: $+I -I$ NaCl, $+II -II$ MgO , $+III -II$ Al_2O_3

- Bei Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung. Somit haben auch Säurereste die der Ladung entsprechende Oxidationszahl.

z.B.: $+I$ Na^+ , $+II$ Mg^{2+} , $+III$ Fe^{3+} , $-II$ S^{2-}

7.14.1 Aufgaben

Stelle die Wertigkeiten für die folgenden Elemente und Verbindungen auf:

Cu, NH_4Cl , HBr, $KBrO_3$, H_2O , NaCl, H_3PO_4 , Mg, I_2 , $C_6H_{12}O_6$, CO_2 , $HClO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, H_2SO_4 , $BaCl_2$, AgCl, $AgNO_3$, $AlCl_3$, $CaCO_3$, $CaCl_2$, Br_2 , Fe_2O_3 , $FeCl_3$, $KHSO_4$, SO_2 , N_2 , $NaNO_3$, NH_3 , KI, HCl, H_2O , MgO, Al_2O_3 , NaCl, N_2 , NaOH, NH_3 , SO_2 , CaO, H_2S , SO_3 , K_2O , Na_2CO_3 , N_2O_3 , BaO_2 , Cl_2O_3 , SeF_6 , K_2SnO_3 , $H_2N_2O_2$, CaB_2O_4 , $Cr_2O_4^{2-}$, $Cr_2O_7^{2-}$, AsO_4^{3-} , MnO_4^- , HOBr, $HBrO_2$, $HBrO_3$, $HBrO_4$, SCl_2 , PCl_3 , BCl_3 , SnH_4 , $SbCl_5$,

7.14.2 Säurereste und Wertigkeit (=Oxidationszahlen)

Säure HCl \Rightarrow Säurerest ist Cl (Chlorid) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -I Säure $HNO_3 \Rightarrow$ Säurerest ist NO_3 (Nitrat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -I

Säure $H_2SO_4 \Rightarrow$ Säurerest ist SO_4 (Sulfat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -II Säure $H_2CO_3 \Rightarrow$ Säurerest ist CO_3 (Carbonat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -II

Säure $H_3PO_4 \Rightarrow$ Säurerest ist PO_4 (Phosphat) ; Oxidationszahl/ Wertigkeit ist -III

Merksatz

Prinzip: Die Oxidationszahl/ Wertigkeit der Säurereste entspricht der Anzahl an Wasserstoffen (mit umgekehrtem Vorzeichen!)

7.14.3 Oxide bei Stickstoff

Stickstoff ist ein Element, welches viele verschiedene Oxide bildet. Dies ist nun auch nach dem Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse möglich.

Wertigkeit	Formel	Name I	Name II
+ I	N ₂ O	Stickstoff-(I)-oxid	Distickstoffmonoxid
+II	NO	Stickstoff-(II)-oxid	Stickstoffmonoxid
+III	N ₂ O ₃	Stickstoff-(III)-oxid	Distickstofftrioxid
+IV	NO ₂	Stickstoff-(IV)-oxid	Stickstoffdioxid
+IV	N ₂ O ₄	Stickstoff-(IV)-oxid	Distickstofftetraoxid
+V	N ₂ O ₅	Stickstoff-(V)-oxid	Distickstoffpentaoxid

7.15 Die griechischen Zahlen

griechische Zahl	arabische (normale) Entsprechung	griechische Zahl	arabische (normale) Entsprechung	griechische Zahl	arabische (normale) Entsprechung
mono	1	penta	5	nona	9
di	2	hexa	6	deca	10
tri	3	hepta	7		
tetra	4	octa	8		

7.15.1 Regeln zum Erstellen von Reaktionsgleichungen

1. Wortgleichung erstellen. Dazu Ausgangsstoffe und Endstoffe aufschreiben.

z.B. Aluminium + Sauerstoff \longrightarrow Aluminiumoxid

2. Chemische Symbole darunter schreiben.

Aluminiumoxid
AlO

↑ ↑

Sauerstoff
O₂

+ +

Aluminium
Al

z.B.

3. Mit Hilfe der Wertigkeit die Anzahlverhältnisse bei Verbindungen festlegen.

Aluminiumoxid
III-II
 Al_2O_3

↑ ↑

Sauerstoff
0
 O_2

+ +

Aluminium
0
Al

z.B.

4. Die Anzahl der Atome auf beiden Seiten ausgleichen. (Vorsicht, die Formeln selbst dürfen jetzt nicht mehr verändert werden!)

Aluminiumoxid
III-II
2Al₂O₃

↑
↑

Sauerstoff
0
3O₂

+
+

Aluminium
0
4Al

z.B.

5. Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird?

z.B.

Aluminium
0
4Al

+ Sauerstoff
0
3O₂

→

Aluminiumoxid
III-II
→ 2Al₂O₃

+

E

Tipps:

1. Nur Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff (und die Elemente der 7 HG) kommen als zweiatomiges Element vor:
⇒ H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂ (es gibt also niemals Fe₂ oder Al₄!!!)
2. Wenn es zu viele Atome sind, um sie im Kopf zu zählen, male für jedes Atom einen Punkt in einer Farbe. Gleiche Element haben dabei die gleiche Farbe. Am Ende sollen auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung die gleiche Anzahl von Punkten in den selben Farben stehen.
3. Überlege Dir immer gut, ob die Formel, die Du jetzt errechnet hast, überhaupt logisch ist und sie Dir bekannt vorkommt. Ein einfaches Zusammenzählen aller Atome ist nämlich nur sehr selten die richtige Lösung: z.B. reagieren CH₄ + O₂ nicht zu CH₄O₂ sondern zu CO₂ + H₂O (Kohlenstoffdioxid und Wasser!)

7.15.2 Ein typischer Schülerfehler...

Der häufigste Schülerfehler ist, einfach Stoffe und Verbindungen zu erfinden, da deren Formel gut beim mathematischen Ausgleichen helfen würde!

z.B.: Eisenoxid reagiert mit Kohlenstoff zu Eisen und Kohlenstoffdioxid

E

+

Kohlenstoffdioxid

+

Eisen
Fe

↑

Kohlenstoff
C

+

Eisenoxid
Fe₂O₃

⇒

1. Lösungsweg - waagrecht gelesen - völlig falsch, führt nicht zum Ergebnis!

Der Schüler denkt sich, dass 2 Eisenatome entstehen, weil ja anfangs 2 vorliegen und dazu 3 O freiwerden, welche mit C zu CO_3 reagieren. Wäre ja sehr praktisch!

Kohlenstoffdioxid
 CO_3 (Aua)

+
+

Eisen
 \uparrow \uparrow
2 Fe

Kohlenstoff
C

+
+

Eisenoxid
 Fe_2O_3

\Rightarrow

Was ist passiert? Statt einfach die Formel für Kohlenstoffdioxid hinzuschreiben - die weiß der Schüler doch aus dem Namen (!), wird gleich gerechnet und waagrecht geschaut, was frei wird. Nun müsste in jedem Buch der Welt die Formel von Kohlenstoffdioxid zu CO_3 verändert werden! Das ist ehrlich gesagt alles Murks!

2. Lösungsweg - zuerst senkrecht lesen - richtige Lösung!

Zuerst schreibt man aus der Wortgleichung alle Formel auf. D. h. es wird senkrecht gearbeitet:

Eisenoxid hat die Formel Fe_2O_3 , Kohlenstoff ist C usw...

E
+

Kohlenstoffdioxid
CO₂
+

Eisen
↑
Fe
↑

Kohlenstoff
C
+

Eisenoxid
Fe₂O₃
⇐

Diese Gleichung ist noch nicht ausgeglichen, nun muss gerechnet werden. Dazu gilt: auf beiden Seiten der Gleichung muss die gleiche Anzahl der jeweiligen Atome vorliegen. Wenn das nicht automatisch der Fall ist, müssen einzelne Reaktionspartner mit ganzen Zahlen multipliziert werden.

Wenn also 3 O am Anfang vorliegen und nur 2 entstehen sollen, dann sucht man z. B. den kleinsten gemeinsamen Nenner und erweitert in diesem Fall auf 6!

E

+

Kohlenstoffdioxid
3CO₂

+

Eisen
Fe

→

Kohlenstoff
C

+

Eisenoxid
2 Fe₂O₃

⇒

Jetzt sind auf beiden Seiten 6 O vorhanden, jetzt muss man noch nach Kohlenstoff und Eisen schauen. Es liegen 4 Eisenatome vor, diese müssen also auch entstehen (\Rightarrow 4 Fe entstehen) und es entstehen 3 CO_2 , also benötigt man auch 3 C bei den Ausgangsstoffen.

E

+ +

Kohlenstoffdioxid

3CO₂

+ +

Eisen

4 Fe

↑ ↑

Kohlenstoff

3 C

+ +

Eisenoxid

2 Fe₂O₃

↑

7.16 Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen I

Eisen				↑	Eisensulfid				E
		Schwefel	+	↑	FeS	+	+	+	E
			+	↑	Fe ₂ S ₃	+	+	+	E
Kupfer		Schwefel	+	↑	Kupfersulfid	+	+	+	E
			+	↑					
Kohlenstoff		Sauerstoff	+	↑	Kohlenstoffdioxid	+	+	+	E
			+	↑					
Schwefel		Sauerstoff	+	↑	Schwefeldioxid	+	+	+	E
			+	↑					
Phosphor		Sauerstoff	+	↑	Phosphoroxid	+	+	+	E
			+	↑	P ₄ O ₁₀				
Eisen		Sauerstoff	+	↑	Eisenoxid	+	+	+	E
			+	↑	FeO	+	+	+	
			+	↑	Fe ₂ O ₃				
Kupfer		Sauerstoff	+	↑	Kupferoxid	+	+	+	E
			+	↑					
Magnesium		Sauerstoff	+	↑	Magnesiumoxid	+	+	+	E
			+	↑					
Aluminium		Sauerstoff	+	↑	Aluminiumoxid	+	+	+	E
			+	↑	Al ₂ O ₃				

7.16.1 Bildung der Säuren aus Nichtmetall(-oxid) und Wasser

E
E

+ + + + + + +

↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ↑

Wasser

+ +

Wasser

+ + +

Wasser

+ +

Kohlenstoffdioxid

Schwefeloxid

SO₃
SO₂

Phosphor

7.17 Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen II

7.17.1 Oxidationen (Vereinigungen)

7.17.2 Laugenbildung aus Metalloxid und Wasser

E

+ + + +

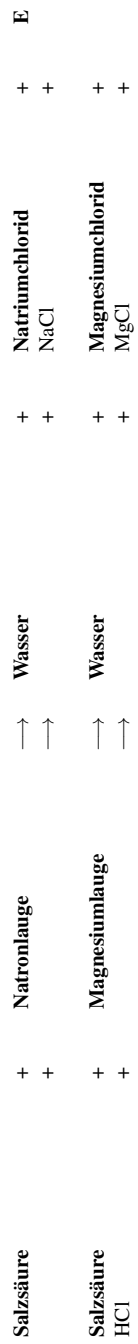
↑ ↑ NaOH
↑ ↑ Ca(OH)₂

Wasser
Wasser

+ + + +

Natriumoxid
Na₂O
Calciumoxid
CaO

7.17.3 Neutralisation



7.17.4 Zersetzungen

Sauerstoff

+ +
+ +

Kohlenstoff

↑ ↑
↑ ↑

E

+ +

Energie

+ +

Kohlenstoffdioxid

Quecksilberoxid
HgO

7.18 Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen III

7.18.1 Umsetzungen

7.18.2 Aufgaben für Profis

7.19 Übung zum Erstellen von Reaktionsgleichungen IV

7.19.1 Bestimme die Reaktionsgleichungen

1. Bildung von Stickstoffmonoxid aus den Elementen
2. Neutralisation von Fluorwasserstoffsäure mit Calciumlauge
3. Magnesium mit Salzsäure zu Magnesiumchlorid (MgCl_2) und Wasserstoff
4. Bildung von Schwefeltrioxid aus den Elementen
5. Neutralisation von Salpetersäure mit Calciumlauge
6. Bildung von Di Stickstofftrioxid aus den Elementen
7. Neutralisation von Bromwasserstoffsäure mit Kalilauge
8. Bildung von Cl_2O_7 aus den Elementen
9. Neutralisation von Calciumlauge mit schwefeliger Säure
10. Verbrennung von $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ zu Schwefeldioxid und Wasser
11. Bildung von Calciumphosphat u. a. aus Phosphorsäure

7.20 Formelgleichung der Umsetzung von Magnesium mit Salzsäure

Woher wissen Chemiker eigentlich immer genau, wie die Formel einer Verbindung ist? Nachdem Du nun vom Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse theoretisch weißt, soll hier gezeigt werden, wie man eine Formel praktisch bestimmt.

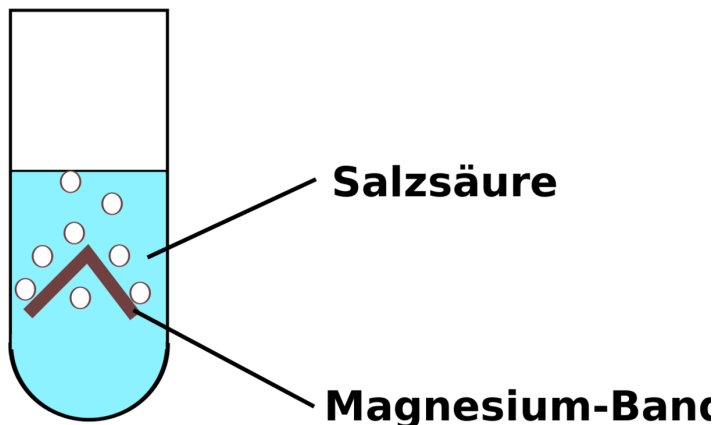


Abb. 63 Magnesium + Salzsäure

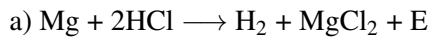
Versuchsbeschreibung In diesem Versuch wird Mg in HCl gebracht. Die Produkte werden untersucht. Das Ziel ist, die Formel des entstehenden Salzes zu bestimmen.

Beobachtung Wir beobachten, wie sich das Magnesium auflöst und eine heftige Gasentwicklung stattfindet. Die Knallprobe ist positiv.

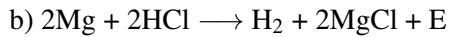
Es bildet sich Wasserstoff. Bei der Reaktion wird Energie frei. Das Chlorid hat den Bindungspartner gewechselt. Es fand eine Umsetzung statt. Die Gleichung ist so noch nicht ausgeglichen. Wenn man es tut, bekommt man zwei Möglichkeiten.



Es gibt zwei Möglichkeiten für die Formel des Salzes Magnesiumchlorid:



oder:



Das Gesetz der vielfachen Proportionen erklärt, dass es möglich ist, Atome in vielfachen Massenverhältnissen zusammen zu vereinigen. Doch woher weiß man in der Praxis, wie viele Atome miteinander reagieren?

Wie kann man entscheiden ob Reaktion 1 oder 2 vorliegt?

Merksatz

Beide Reaktion unterscheiden sich durch das Verhältnis der Mg Atome zu Wasserstoffmolekülen.

⇒ ein Zusatzversuch ist notwendig

7.20.1 ⇒ Quantitative Untersuchung der Reaktion.

Der 2. Versuch ist ungefähr der gleiche Versuch wie V1, nur wird dieses Mal das das Produkt aufgefangen und das Volumen bestimmt

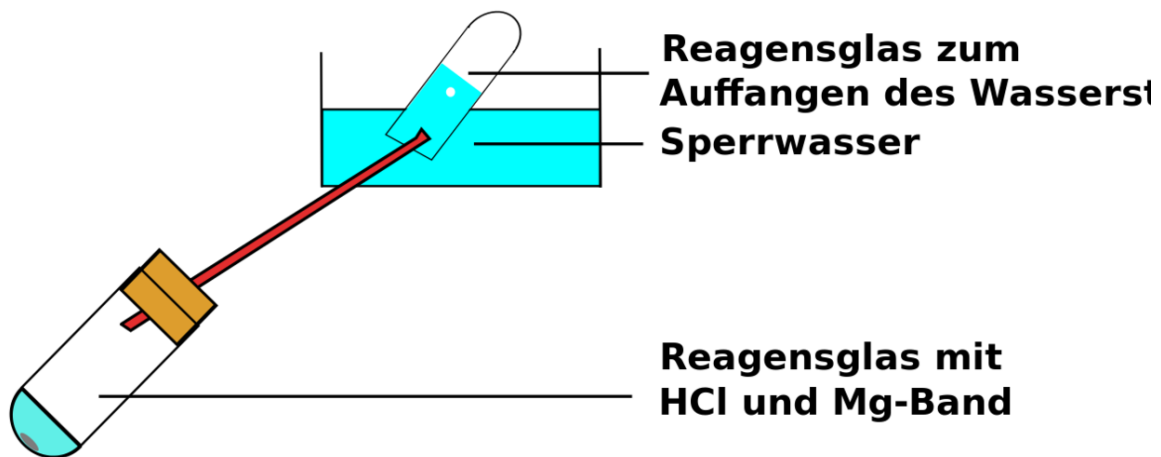


Abb. 64 Versuchsaufbau Bestimmung des Volumens von Wasserstoff

7.20.2 Vorwissen:

1 mg Magnesium enthält $2,48 \cdot 10^{19}$ Atome 1 ml Wasserstoff enthält $2,68 \cdot 10^{19}$ Wasserstoffmoleküle

m (Mg)	⇒ Anzahl Mg-Atome	V (H ₂)	Umrechnung auf Normalbedingungen	V ₀ = 0,922 x V	⇒ Anzahl H ₂ -Moleküle
V2a	30,5 mg ⇒ 7,564 x 10 ²⁰	30,55 ml	28,17	⇒ 7,55 x 10 ²⁰	
V2b	33,3 mg	⇒ 8,26 x 10 ²⁰	33,5 ml	30,7	8,23 x 10 ²⁰

7.20.3 Schlussfolgerung

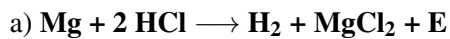
$$\frac{\text{Anz. Mg}}{\text{Anz. H}_2}$$

$$= \frac{7,564 \cdot 10^{20}}{7,55 \cdot 10^{20}} =$$

$$\frac{1}{1}$$

Merksatz

Ein Mg-Atom setzt ein Wasserstoff-Molekül frei. Da ein H₂ Molekül aus zwei Atomen besteht, muss das Mg-Atom zwei Cl-Atome binden. Das Atom-Verhältnis von Mg zu Wasserstoff ist 1:1
 ☐ die korrekte Reaktionsgleichung ist



Merksatz

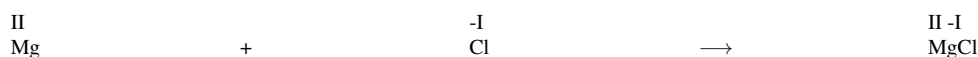
Eine Reaktion, bei der gleichzeitig eine Vereinigung des einen Stoffes und eine Zersetzung des anderen stattfindet, nennt man „Umsetzung“.

7.21 Bestimmung der Formel eines Salzes

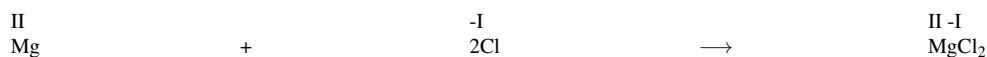
Natürlich gibt es auch einen theoretischen Weg, wie man die Zusammensetzung eines Salzes leichter bestimmen kann. Dazu muss man die Metalle und die Säurereste immer so kombinieren, dass die Wertigkeiten (=Oxidationszahl) in ihrem Betrag zueinander passen.

Eine Beispielaufgabe: Welche Formel hat die Verbindung „Magnesiumchlorid“?

Magnesium hat die Wertigkeit +II und wird kombiniert mit Chlorid, welches die Wertigkeit -I hat.



Wie man sieht, passen die Wertigkeiten nicht zueinander. Damit die Summe Null ergibt, muss eine weitere negative Ladung her! Dies erreicht man durch Zugabe eines weiteren Cl.



Durch das Verhältnis von Mg : Cl = 1 : 2 liegt eine weitere negative Wertigkeit vor, so dass die +II des Magnesiums durch 2 mal -I des Chlor ausgeglichen wird.

Merksatz

⇒ die Formel für Magnesiumchlorid muss also MgCl_2 lauten, da die zwei positiven Wertigkeiten ja durch zwei negative ausgeglichen werden müssen. Da Chlorid nur eine davon hat, braucht man 2 Chloridteilchen!

7.22 Aufgaben mit Lösungen

1. Kombiniere Natrium und Sulfat zu Natriumsulfat.
2. Kombiniere Kalium mit Sulfid zu Kaliumsulfid.
3. Kombiniere Calciumion und Phosphat zu Calciumphosphat.
4. Wozu braucht man die Klammer bei der letzten Formel eigentlich bei den Säureresten?

Zu 1: Zuerst muss man die Formeln der Säurereste und deren Wertigkeiten wissen (deshalb muss man sie auch auswendig lernen!)

Na:	Wertigkeit:	+I		
SO_4 :	Wertigkeit:	-II	(da es in H_2SO_4 an zwei Wasserstoffe gebunden ist)	Merksatz ⇒ Na_2SO_4

zu 2:

K:	Wertigkeit:	+I		
S:	Wertigkeit:	-II	(da es in H_2S an zwei Wasserstoffe gebunden ist)	Merksatz ⇒ K_2S

Zu 3: Tipp: kleinster gemeinsamer Nenner ist 6!

Ca	Wertigkeit:	+II		
PO_4	Wertigkeit:	-III	(da es in H_3PO_4 an drei Wasserstoffe gebunden ist)	Merksatz ⇒ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Zu 4: Säurereste bleiben in der Regel erhalten und zersetzen sich nicht so leicht. Die Wertigkeit gilt somit immer für den ganzen Säurerest. Um dieses zu verdeutlichen und sie nicht einem Element zuzuordnen benötigt man eine Klammer. Außerdem benötigt man den Säurerest zweimal. Deshalb kommt er in Klammern und wird mit zwei mal genommen!

Definition

Auf diese Art und Weise kann man jetzt alle Salzformeln leicht bestimmen. Bei Metallen der Nebengruppenelemente findet man die Wertigkeiten (auch Oxidationszahl genannt) im PSE.

7.23 Aufgaben zur Wiederholung

1. Beschreibe die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure.
2. Beschreibe, was man erhält, wenn man Säure und Lauge gleicher Konzentration mischt.
3. Nenne drei Säuren mit Formel.
4. Nenne zwei Laugen mit Formel.
5. Was sagt der Massenerhaltungssatz aus?
6. Was sagt der Energieerhaltungssatz aus?
7. Was sagt das Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse aus?
8. Worin liegt die Erweiterung des Gesetzen der vielfachen Massenverhältnisse im Vergleiche zu den konstanten Massenverhältnissen?
9. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von Fe_2O_3 auf.
10. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von SO_2 auf.
11. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von SO_3 auf.
12. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung von CO_2 auf.
13. Welcher Stoff entsteht, wenn man Phosphoroxid und Wasser mischt?
14. Welcher Stoff entsteht, wenn man Stickoxid (NO_2) und Wasser mischt?
15. Welcher Stoff entsteht, wenn man Kohlenstoffdioxid und Wasser mischt?

8 Atombau – Das Kern-Hüllen-Modell und das Periodensystem der Elemente

8.1 Der Rutherford'sche Streuversuch (1909)

8.1.1 Beschreibung des Experiments:

Der neuseeländische Atomphysiker englischer Abstammung Ernest Rutherford¹ schoss 1909 die Kerne von Heliumatomen, so genannte Alpha-Strahlung auf eine sehr dünne Goldfolie. Diese hatte er sich extra von seinem Schmied anfertigen lassen. Sie war extrem dünn und nur 2000 Atomlagen dick (entspricht ca. 0,0005 mm). Für die α -Strahlen² verwendete Rutherford einen radioaktiven Strahler, der ein radioaktives Gestein enthielt.

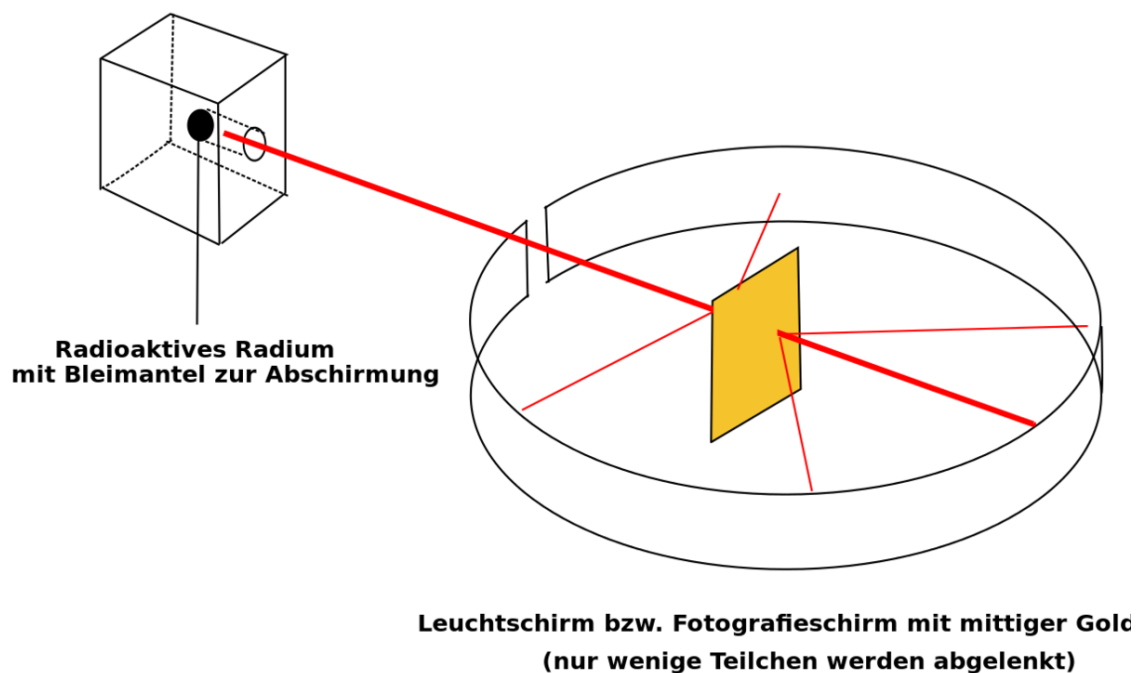


Abb. 65

- 1 Vorgänger war „Lennard“. Dieser führte den Versuch mit e^- durch.
- 2 Alphateilchen bestehen aus zwei Protonen und zwei Neutronen, die einem Helium-Atomkern entsprechen. Aufgrund ihrer Ladung und relativ großen Masse haben Alphateilchen nur eine sehr geringe Eindringtiefe (Reichweite) in kompakter Materie. Ein dickeres Blatt Papier oder einige Zentimeter Luft reichen im Allgemeinen schon aus, um Alphateilchen vollständig abzuschirmen.

Er konnte mit einem Fotografiefilm bzw. einem Leuchtschirm aus Zinkoxid die Teilchen sichtbar machen, welche seine Goldfolie durchdrangen. Auf dem Leuchtschirm erschienen die Strahlen mit einem grünlichen Schimmer. Seine erste Vermutung war allerdings, dass alle Teilchen von der Folie abprallen, vergleichbar mit einem Ball, den man gegen eine Wand wirft.

Da er diese erste Vermutung nicht bestätigt fand, wiederholte er das Experiment mehrere Male. Schließlich hätte seine Goldfolie ja auch Löcher aufweisen können. Aber auch neue Goldfolien brachten die gleichen Ergebnisse. Daraus schloss er, dass vielleicht seine Vermutung grundlegend falsch war. Er dachte lange nach und stellte dann eine völlig neue, für uns unglaubliche Theorie auf.

Zusatzinformationen

w:Strahlung³

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Strahlung>

8.1.2 Beobachtungen und Schlussfolgerungen:

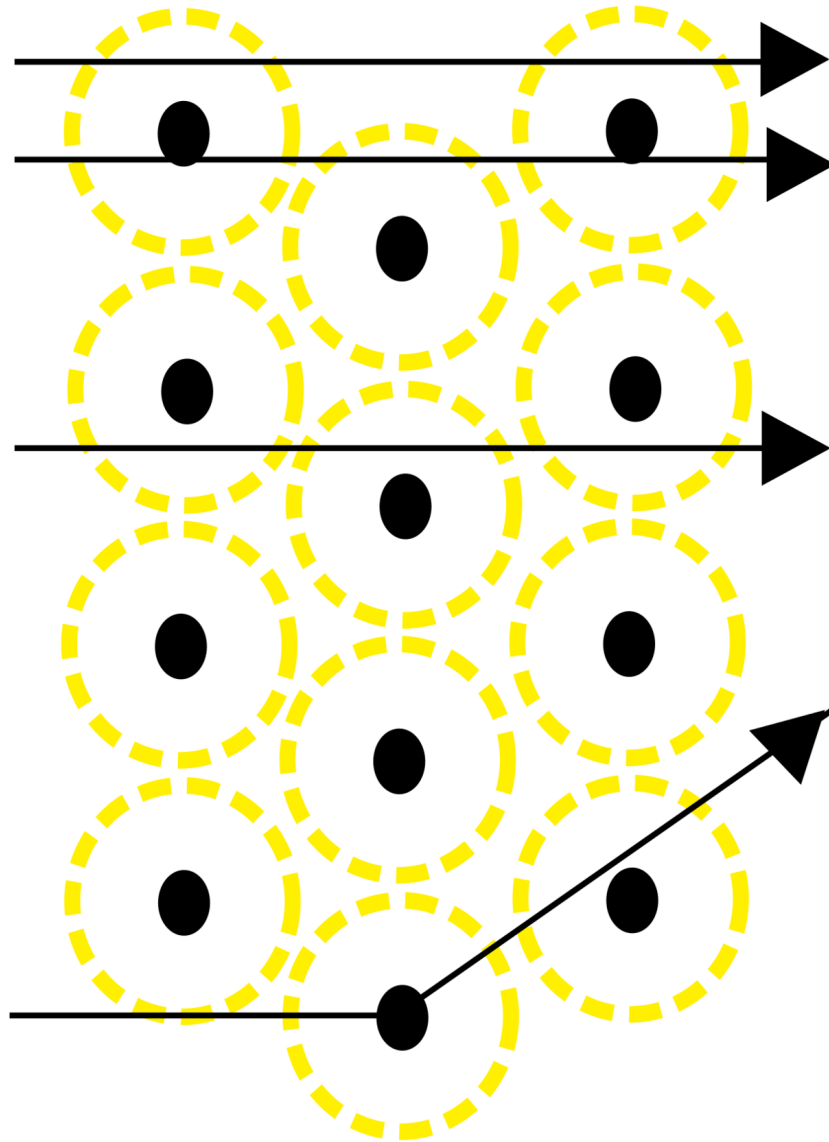


Abb. 66 Ablenkung beim Rutherford'schen Versuch

a) 99,9999% der "Geschosse" durchdringen die Goldfolie ohne Ablenkung. (Als wären die 2000 Lagen von Goldatomen gar nicht existent)

(Vergleich: Dartpfeil durch Bauzaun werfen)

⇒ Atome müssen demzufolge fast „leer“ sein.

b) Einige Teilchen davon werden ein wenig abgelenkt.

(Vergleich Billard)

⇒ Im Zentrum des Atoms befindet sich ein „Atomkern“ der im Vergleich zum gesamten Atom sehr viel kleiner ist. Er ist umgeben von einer Elektronenhülle (Durchmesser des Kerns ist ca. 100.000 mal kleiner) Volumenvergleich Kern: 10^{-45} m^3 : Goldatom: $10^{-30} \text{ m}^3 = 10^{-15} : 1$)

c) Eines von 100.000 Teilchen wird sogar zurückgeschleudert/ stark abgelenkt (=Querschläger).

⇒ Da die α -Teilchen positiv geladen sind, muss der Atomkern auch (elektrisch) positiv geladen sein.

Größenverhältnisse: Atomkern : Atomhülle = $10^{-15} \text{ m} : 10^{-10} = 1 : 100.000$

Vergleich: wäre der Atomkern im Durchmesser so groß wie ein Tischtennisball (2cm), so wäre die ganze Atomhülle 2km groß!

Definition

- Atome sind zu 99,9999% leer
- Atome enthalten einen Atomkern
- Der Atomkern enthält positiv geladene Teilchen (=Protonen)

Atome haben eine Masse. Wo ist diese dann lokalisiert?

Fast die gesamte Masse eines Atoms befindet sich im Atomkern. Er hat eine außerordentlich hohe Dichte! ($\rho = 4 \cdot 10^{14} \text{ g/cm}^3$)

(Vergleich $\rho_{\text{Pb}} = 11 \text{ g/cm}^3$)

Bsp.: Masse eines hypothetischen Stecknadelkopfes, der nur aus Atomkernen besteht $V_{\text{Stecknadelkopf}} = 5 \text{ mm}^3$,

$\rho_{\text{Kernmaterie}} = 2,44 \cdot 10^{14} \text{ g/cm}^3 \Rightarrow m = 1,22 \cdot 10^{12} \text{ Tonnen!}$

8.1.3 Aufgaben:

1. Beschreibe Rutherfords Versuch und erkläre die Beobachtungen mit Deinen Worten!
2. Warum hat Rutherford den Versuch so oft wiederholt?

8.1.4 Zusatzinfos

w:Ernest_Rutherford⁴

⁴ http://de.wikipedia.org/wiki/Ernest_Rutherford

8.2 Die "Grundbausteine" des Atoms

Heute wissen wir mehr über Atome, als z. B. noch Medelejew. Sie enthalten drei Elementarteilchen: Protonen, Neutronen und Elektronen.

Von außen betrachtet sind Atome elektrisch zwar neutral, aber im Inneren bestehen sie aus einem Atomkern mit positiv geladenen Protonen und elektrisch neutralen Neutronen und einer Atomhülle aus negativ geladenen Elektronen:

Teilchen	Symbol	Masse [kg]	Masse [u]	Elementarladung	Aufenthaltsbereich
Proton:	p+	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	1,0073	+1 (positiv)	Atomkern
Neutron:	n	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	1,0087	0 (ungeladen)	Atomkern
Elektron:	e-	$9,1096 \cdot 10^{-31}$	0,0005	-1 (negativ)	Elektronenhülle

Merksatz

Definition der atomaren Masseinheit: $1u = 1/12$ der Masse eines Kohlenstoffatoms aus 6 Protonen, 6 Neutronen und 6 Elektronen (^{12}C)

8.2.1 Zusatzinfos zu Atomen

- Nahezu die gesamte von uns wahrnehmbare, unbelebte und belebte Materie in unserer irdischen Umgebung besteht aus Atomen oder geladenen Atomen (=Ionen)
- Atome gleicher Anzahl der Protonen, der Kernladungszahl, gehören zu demselben Element.
- Bei (ungeladenen) Elementen ist Anzahl von Protonen und Elektronen gleich.
- Die physikalischen Eigenschaften der Atomhülle bestimmen das chemische Verhalten eines Atoms
- Eine durch Protonen- und Neutronenzahl charakterisierte Atomsorte bezeichnet man als Nuklid. (Neutronenzahl + Protonenzahl = Nukleonenzahl)
- Nuklide gleicher Kernladungszahl (Protonenzahl) und unterschiedlicher Neutronenzahl heißen Isotope z.B. $^{12}_6\text{C}$; $^{14}_6\text{C}$
-
- alle Atomkerne der Erde dicht aneinander gepackt \Rightarrow Würfel von 75 m Kantenlänge
- Die Masseneinheit für Elementarteilchen ist $1u (= 1,66056 \cdot 10^{-27} \text{ kg})$
- Seit 1932 haben die Physiker weit mehr als einhundert verschiedene Elementarteilchen entdeckt und beschrieben, die jedoch chemische Reaktionen nicht beeinflussen und für die Schule keine Rolle spielen. Nach neueren Erkenntnissen sind alle "Elementarteilchen" aus 12 Elementarbausteinen und 4 Grundkräften zusammengesetzt. Der bekannteste Vertreter sind die "Quarks".
- Die stärkste Kraft, die Menschen kennen, wirkt zwischen Protonen und Neutronen und hält den Atomkern zusammen. Sie ist um $10 \cdot 10^{41}$ mal stärker als die Gravitation der Erde; Ihre Reichweite ist sehr kurz – außerhalb des Atomkerns spürt man sie nicht. Wäre die Erdgravitation so stark, so wäre ein Reiskorn 1 Billion mal schwerer als die Erde!
- Die Chemie beschäftigt sich mit den Atomen und ihren Verbindungen, den Molekülen. Dies setzt auch genaue Kenntnisse über die Struktur der Atomhülle voraus.
- Die Atomphysik beschäftigt sich unter anderem mit dem Aufbau der Atomhülle, dem Aufbau der Atomkerne aus Elementarteilchen und weiter mit den Eigenschaften der Elementarteilchen.

w:Atom⁵

Weitere Informationen vor allem zur geschichtlichen Entwicklung des Atombegriffs:

8.3 Zusatzinfos: Die Geschichte des Atombegriffs und des Aufbaus von Atomen

Nach: w:Atom⁶

- **um 400 vor Christus - Demokrit und das Teilchenmodell**

⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Atom>

⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Atom>

Demokrit, ein altgriechischer Gelehrter, äußerte als erster die Vermutung, dass die Welt aus unteilbaren Teilchen - (griechisch a-tomos = unteilbar) Atomen - bestände. Daneben gäbe es nur leeren Raum. Alle Eigenschaften der Stoffe ließen sich, nach Meinung Demokrits, auf die Abstoßung und Anziehung dieser kleinen Teilchen erklären. Diese Idee wurde von den Zeitgenossen Demokrits abgelehnt, da man damals die Welt als etwas Göttliches ansah. Demokrits philosophischer Kontrahent war vor allem Empedokles, der die Lehre von den vier Elementen Feuer, Erde, Luft und Wasser begründete. Demokrits Vorschlag blieb fast 2 Jahrtausende unbeachtet.

- **um 1400 - Die Alchemisten - Gold kann nicht hergestellt werden**

Auch wenn die Alchemisten in ihren Versuchen, aus niederen Stoffen (wie etwa Blei) Gold herzustellen, scheiterten, leisteten sie Vorarbeit für die spätere experimentelle Physik und Chemie.

- **1803 - John Dalton - Atomtheorie der Elemente**

Der englische Chemiker John Dalton griff als erster wieder die Idee von Demokrit auf. Aus konstanten Mengenverhältnissen bei chemischen Reaktionen schließt Dalton darauf, dass immer eine bestimmte Anzahl von Atomen miteinander reagiert.

- **1896 entdeckt Henri Becquerel die Radioaktivität, und stellt fest, dass sich Atome umwandeln können.**

- **1897 - Joseph John Thomson - Entdeckung des Elektrons**

Bei einem Versuch mit Strom stellte der britische Physiker Thomson fest, dass Strahlen in Vakuumröhren aus kleinen Teilchen bestehen. Damit war ein erster Bestandteil der Atome gefunden, obwohl man von der Existenz der Atome immer noch überzeugt war. Eine Besonderheit war die Entdeckung vor allem deshalb, weil man dachte, Strom wäre eine Flüssigkeit.

- **1898 - Marie und Pierre Curie - Radioaktivität**

Immer mehr Forscher beschäftigten sich mit den kleinsten Teilchen. Die Curies untersuchten unter anderem Uran, das sie aus Pechblende gewannen. Die Uran-Atome zerfallen unter Abgabe von Wärme und Strahlen, die man als Radioaktivität (von radius = Strahl) bezeichnet. Marie Curie erkannte, dass sich Elemente bei diesem Zerfall verwandeln. (Die Radioaktivität wurde 1896 von Henri Becquerel entdeckt.)

- **1900 - Ludwig Boltzmann - Atomtheorie**

Boltzmann war ein theoretischer Physiker, der die Ideen von Demokrit umsetzte. Er berechnete aus der Idee der Atom-Existenz einige Eigenschaften von Gasen und Kristallen. Da er allerdings keinen experimentelle Beweis lieferte, waren damals seine Ideen umstritten.

- **1900 - Max Planck - Quanten**

Der Berliner Physiker Planck untersuchte die Schwarzkörperstrahlung. Bei der theoretischen, thermodynamischen Begründung seiner Formel führte er die sog. Quanten ein und wurde somit zum Begründer der Quantenphysik.

- **1906 - Ernest Rutherford - Experimente**

Der Physiker Ernest Rutherford ging im Gegensatz zu Boltzmann und Planck experimentell auf die Suche nach den Atomen. 1906 entdeckte er mit dem rutherfordischen Experiment, dass Atome nicht massiv sind, ja sogar im Grunde fast gar keine Substanz besitzen. (Damit ist das Wort "Atom" für das, was es bezeichnet, im Grunde falsch. Es wurde aber beibehalten.) Aus dem Experiment

leitete Rutherford bis 1911 die genaue Größe eines Atoms, also der Atomhülle und der Größe des Atomkerns ab. Ferner konnte er ermitteln, dass der Atomkern die positive Ladung, die Atomhülle eine entsprechende negative Ladung trägt. So entdeckte er das Proton.

- **1913 - Niels Bohr - Schalenmodell**

Aus dem rutherford'schem Atommodell entwickelte der dänische Physiker Niels Bohr ein planetenartiges Atommodell. Danach bewegen sich die Elektronen auf bestimmten Bahnen um den Kern, wie Planeten die Sonne umkreisen. Die Bahnen werden auch als Schalen bezeichnet. Das besondere daran war, dass die Abstände der Elektronen-Bahnen streng-mathematischen Gesetzmäßigkeiten folgen. Die Bahnen besitzen verschiedene Radien, und jede Bahn besitzt eine maximale Kapazität für Elektronen. Atome streben Bohr zufolge an, dass alle Bahnen komplett besetzt sind. Damit haben sich sowohl viele chemische Reaktionen erklären lassen als auch die Spektrallinien des Wasserstoffs. Da sich das Modell für komplexere Atome als unzureichend erwies, wurde es 1916 von Bohr und dem deutschen Physiker Arnold Sommerfeld insofern verbessert, als man nun für bestimmte Elektronen exzentrische, elliptische Bahnen annahm. Das Bohr-Sommerfeld'sche Atommodell erklärt viele chemische und physikalische Eigenschaften von Atomen.

- **1929 - Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg und andere - Das Orbitalmodell**

Aufbauend auf Schrödingers Wellenmechanik und Heisenbergs Matrizenmechanik wurde ein weiteres, bis heute modernes Atommodell entwickelt, das weitere Unklarheiten beseitigen konnte.

- **1929 - Ernest O. Lawrence - Der erste Teilchenbeschleuniger, das Zyklotron**

Um Informationen über den Aufbau der Atomkerne zu bekommen, wurden die Kerne mit Strahlen beschossen. Um nicht auf die schwache natürliche Strahlung angewiesen zu sein, entwickelte Lawrence das Zyklotron. Geladene Teilchen wurden auf kreisförmigen Bahnen beschleunigt.

- **1932 - Paul Dirac und David Anderson - Antimaterie**

Der theoretische Physiker Paul Dirac fand eine Formel, mit der sich die Beobachtungen der Atomphysik beschreiben lassen. Allerdings setzte diese Formel die Existenz von Anti-Teilchen voraus. Diese Idee stieß auf heftige Kritik, bis der amerikanische Physiker Anderson in der kosmischen Strahlung das Positron nachweisen konnte. Dieses Anti-Teilchen zum Elektron hat eine positiver Ladung aber die gleiche Masse wie ein Elektron. Treffen ein Teilchen und sein Anti-Teilchen zusammen, zerstrahlen sie sofort als Energie gemäß der Formel $E = m \cdot c^2$. 1932 wurde dann noch das Neutron von dem englischen Physiker James Chadwick entdeckt.

- **1933 - Marie und Pierre Curie - Materie aus Energie**

Eher zufällig beobachteten die Eheleute Curie, dass sich nicht nur Masse in Energie umwandeln lässt. In einem Experiment verwandelte sich ein Lichtstrahl in ein Elektron und ein Positron.

- **1938 - Otto Hahn und Lise Meitner - Die erste Kernspaltung**

Der deutsche Chemiker Hahn, ein Schüler Rutherfords, untersuchte weiter die Atomkerne. Dazu beschoss er Uran-Atome mit Neutronen und erhielt Cäsium und Rubidium oder Strontium und Xenon. Was eigentlich passierte konnte er nicht erklären. Dies gelang jedoch seiner Mitarbeiterin Lise Meitner, die aufgrund ihrer jüdischen Religion vor den Nazis nach Schweden geflohen war. Sie stellte fest, dass die Summe der Kernteilchen (Protonen und Neutronen) bei den Produkten der des Urans entspricht. Hahn erhielt dafür den Nobelpreis, erwähnte seine Mitarbeiterin aber mit keinem Wort.

- **1938 - Hans Bethe - Kernfusion in der Sonne**

Neben zahlreichen Beiträgen zum Aufbau der Atome erforschte der in Straßburg geborene Bethe die Energieproduktion in Sternen. Er stellte fest, dass in unserer Sonne zwei Wasserstoff-Atomkerne miteinander verschmelzen, während in größeren und helleren Sternen Kohlenstoff-Kerne in die schwereren Stickstoff-Kerne verwandelt werden. Bethe arbeitete auch in Los Alamos mit, wurde aber nach dem Krieg ein engagierter Gegner von Massenvernichtungswaffen, so wandte er sich auch an den späteren amerikanischen Präsidenten Clinton

- **1942 - Enrico Fermi - Der erste Kernreaktor**

Der italienische Physiker Fermi erkannte die Möglichkeit, die Kernspaltung für eine Kettenreaktion zu nutzen. Die bei der Spaltung von Uran freiwerdenden Neutronen, konnten für die Spaltung weiterer Kerne verwendet werden. Damit legte Fermi die Grundlagen, sowohl für die kriegerische Nutzung der Kernenergie in Atombomben als auch friedliche Nutzung in Kernreaktoren. Fermi baute den ersten funktionierenden Kernreaktor.

- **1942 - Werner Heisenberg - Atomforschung für die Nazis**

Die Nazis beauftragten den Physiker Heisenberg eine Atombombe zu entwickeln. Durch einen Rechenfehler misslang ihm dies aber. Bei der Berechnung der kritischen Masse verrechnete er sich um den Faktor 1000.

- **1942 - Albert Einstein und Leo Szilard - Roosevelt soll die Atombombe bauen**

Eigentlich hat Einstein selber nicht zum Bau der Atombombe beigetragen. Er unterstützte aber einen Brief an den amerikanischen Präsidenten Roosevelt, dass die Entwicklung der Atombombe unbedingt noch vor den Nazis beendet werden solle. Auch der ungarische Universalgelehrte Szilard erkannte die Gefahr, die von einer deutschen Atombombe ausging. Er lieferte zwar wichtige Ideen für den Bau der Atombombe, war aber an deren Entwicklung in Los Alamos nicht beteiligt. Auch später warnte Szilard noch vor dem Gebrauch der Atombombe.

- **1945 - J. Robert Oppenheimer - Die erste Atombombe**

Oppenheimer war der Organisator, der in Los Alamos die besten Physiker und Ingenieure versammelte. So gelang innerhalb kürzester Zeit der Bau einer Atombombe, das Manhattan-Projekt. Nach dem Einsatz der Atombombe in Hiroshima wurde Oppenheimer zum Gegner von Atombomben.

- **1952 - Edward Teller - Die Wasserstoffbombe**

Der ungarische Physiker Teller war Mitarbeiter von Oppenheimer. Allerdings hatte er eine weitergehende Idee. Er wollte eine Bombe auf der Basis der Kernfusion bauen, die Bethe in der Sonne nachgewiesen hat. Aus Angst vor dem Kommunismus wurde Teller zu einem Rüstungsfanatiker und entwickelte die Wasserstoffbombe.

- **1960 - Donald A. Glaser - Die Blaskammer**

Nach dem Kriegsende konzentrierte sich die Forschung auf den Aufbau der Elementarteilchen. Mit der Entwicklung der Blaskammer hatte man nun eine Möglichkeit, die kleinsten Teilchen, die in Teilchenbeschleunigern entstanden, zu "sehen".

- **1964 - Murray Gell-Mann - Die Quarks**

Mit Hilfe der Blaskammer konnte auf einmal eine riesige Anzahl an bisher unsichtbaren Teilchen sichtbar gemacht werden, die Widersprüche zu der bisherigen Physik darstellte. Um dies zu erklären,

postulierte der Physiker Gell-Mann Grundbausteine, aus denen die Kernbausteine aufgebaut sein sollen. Mittlerweile gibt es sehr viele Indizien für die Existenz der Quarks, auch wenn sie einzeln nicht zu beobachten sind.

- **1978 - Der Fusionsreaktor**

Um die riesigen Mengen an Energie zu nutzen, die bei einer Kernverschmelzung (Kernfusion) frei werden, versuchte man, die Fusionsenergie gezielt zu nutzen. Die Kernverschmelzung (Kernfusion) gelang erstmals mit Teilchenbeschleunigern. Derzeit laufen Versuche, Kernfusionsreaktoren herzustellen, bislang konnte aber nur für sehr kurze Zeit mehr Energie gewonnen werden, als in den Prozess hineingesteckt wurde

- **1995 - Eric Cornell, Wolfgang Ketterle und Carl Wiemann - Das Bose-Einstein-Kondensat**

In einem ultrakalten Gas aus Rubidium-Atomen wird erstmals ein Bose-Einstein-Kondensat hergestellt, ein bereits von Einstein vorhergesagter Zustand der Materie.

- **2000 - CERN - Das Higgs-Boson**

Das Kernforschungszentrum CERN in Genf forscht in ihrem Beschleuniger nach dem Higgs-Boson, das als Erlöser-Teilchen bezeichnet wird und dessen Existenz die bestehenden Theorien zur Elementarteilchenphysik bestätigen soll. Bisher gibt es keine eindeutigen experimentellen Belege für die Existenz des Higgs-Bosons.

- **2002 - Brookhaven - seltsame Materie**

Im Schwerionenbeschleunigerring RHIC im amerikanischen Brookhaven prallen Goldionen hoher Energie aufeinander. Dabei sollen sie für extrem kurze Zeit und in einem sehr kleinen Raumbereich ein Quark-Gluonen-Plasma erzeugen. Dies ist ein Zustand der Materie, der heute in der Natur nicht mehr vorkommt, aber vermutlich unmittelbar nach dem Urknall existierte.

8.4 Die symbolische Schreibweise

Im Periodensystem werden die Atome in einer besonderen Schreibweise dargestellt. Sie ist leicht zu verstehen:

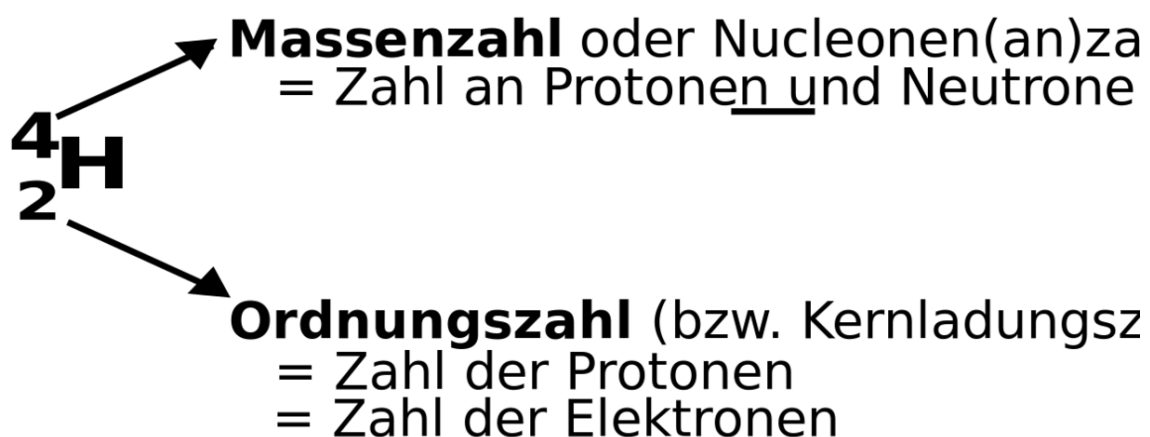


Abb. 67

⇒ He besteht aus: 2 Protonen, 2 Elektronen und 2 Neutronen(Massenzahl-Ordnungszahl)

${}^7_3\text{Li}$

⇒ Li besteht aus: 3 Protonen, 3 Elektronen und 4 Neutronen(Massenzahl-Ordnungszahl)

Aufgaben:

1. Berechne für folgende Beispiele die Anzahl an Elementarteilchen: Na, Mg, Ca, Ba, Al, I

8.5 Anordnung der Elementarteilchen im Atomkern

Nachdem Du nun weißt, welche Elementarteilchen im Atom zu finden sind, wird es Zeit, sich Gedanken über deren Anordnung zu machen. Doch Vorsicht, niemand kann genau erklären wie es im Atom aussieht und man braucht sehr viel Vorstellungskraft, um sich nur ein ungefähres Bild davon zu machen. Vielleicht helfen Dir die angegebenen Vergleiche. Zusätzlich erschwerend ist, dass es verschiedene Modelle gibt, die nacheinander entstanden sind. In Schulbüchern ist oft das Atommodell von Niels Bohr genannt - lass Dich dadurch nicht verwirren. Es ist falsch!⁷

8.5.1 Aufbau des Wasserstoffatoms

Das Wasserstoffatom hat ein Proton und demzufolge ein Elektron. Im Zentrum des Atoms befindet sich der Atomkern, er enthält ein Proton. Um ihn herum bewegt sich ein einzelnes Elektron. Das Elektron bewegt sich um den Kern und hat demzufolge immer unterschiedliche Abstände zum Atomkern. Da es sich zu 95% fast immer innerhalb eines bestimmten Abstandes um das Atom bewegt und dieser einer Art Kugel gleicht, spricht man auch von einer Elektronenhülle oder Elektronenwolke oder auch einem Atomorbital. Die Form ist dabei immer von der Aufenthaltswahrscheinlichkeit des Elektrons abhängig. In den Modellen von Niels Bohr werden die Elektronenwolken auch als Schalen bezeichnet.

7 Die Probleme des Bohr'schen Atommodells ergeben sich im Speziellen aus der Frage der Stabilität der Atome. So liegt hier die Annahme vor, dass die Elektronen sich auf einer Kreisbahn um den Atomkern bewegen. Die Zentripetalkraft wirkt hierbei auf die Elektronen, auf Grund der Wechselwirkung mit dem positiv geladenen Atomkern. Das Coulomb-Gesetz widerspricht aber der Vorstellung einer statischen Atomgröße, da im Coulomb-Feld alle erdenklichen Kreisbahnradien möglich wären.

Ein auf dieser Kreisbahn kreisendes Elektron entspräche einem Elektron im Hertz'schen Dipol. Im Hertz'schen Dipol werden jedoch elektromagnetische Wellen emittiert. Dies ist in zweierlei Hinsicht bei Atomen nicht beobachtbar. So ist keine elektromagnetische Strahlung messbar (ausgenommen sind radioaktive Stoffe). Ebenfalls müsste das Elektron bei Abgabe seiner Energie auf einer spiralförmigen Bahn in den Atomkern stürzen. Die maximale Lebensdauer eines Atoms wären in dem Falle 10⁻⁸ Sekunden. Dies ist unvereinbar mit der Erkenntnis, dass Atome stabil sind.

Ein drittes Problem besteht in der Erklärung von Emission und Absorption von Energiequanten. So kann mit dem Modell von Rutherford keine Erklärung für Spektralanalysen diverser Gase gemacht werden. Quelle: Rutherfordsches Atommodell ^{http://de.wikipedia.org/wiki/Rutherfordsches_Atommodell}

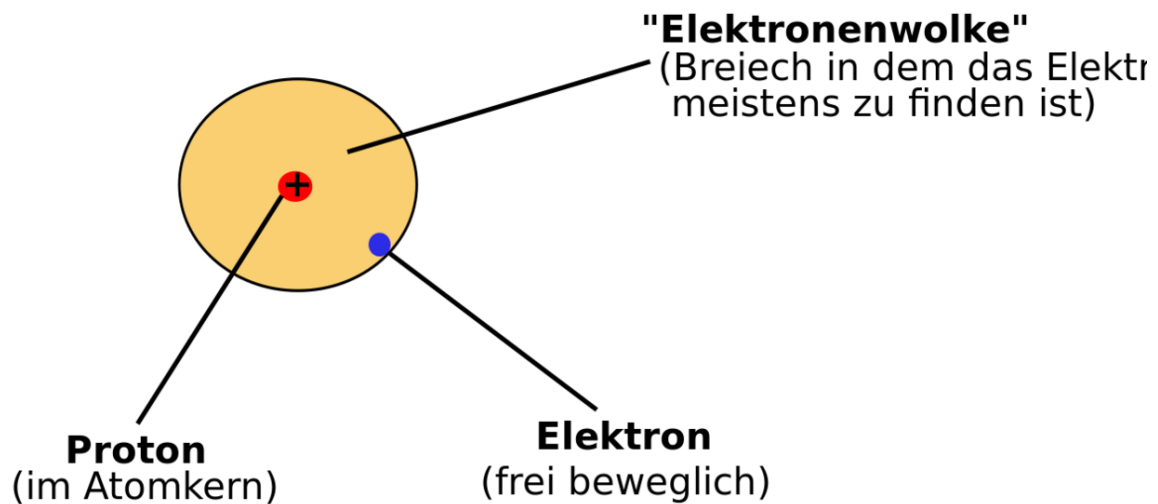


Abb. 68

Merksatz

Frei bewegliche Elektronen umkreisen den Atomkern

8.5.2 Aufbau des Lithiumatoms

Das Lithiumatom hat drei Protonen, 4 Neutronen und drei Elektronen. Die Neutronen sind ungeladen und befinden sich zwischen den Protonen. Eine Modellvorstellung beschreibt sie als „Protonenkitt“, also als Klebstoff, der die sich abstoßenden positiven Protonen im Kern zusammenhält. Nicht alle Elektronen können sich gleich weit vom Atomkern entfernen. Also gibt es durch die unterschiedlichen Aufenthaltswahrscheinlichkeiten auch unterschiedliche Elektronenwolken. In der ersten Elektronenhülle ist nur "Platz" für zwei Elektronen. Wenn sie voll besetzt ist, dann entsteht automatisch eine neue. In jeder weiteren ist Platz für mindestens 8 Elektronen. Die Elektronen der äußersten Hülle nennt man auch Valenzelektronen oder Außenelektronen.

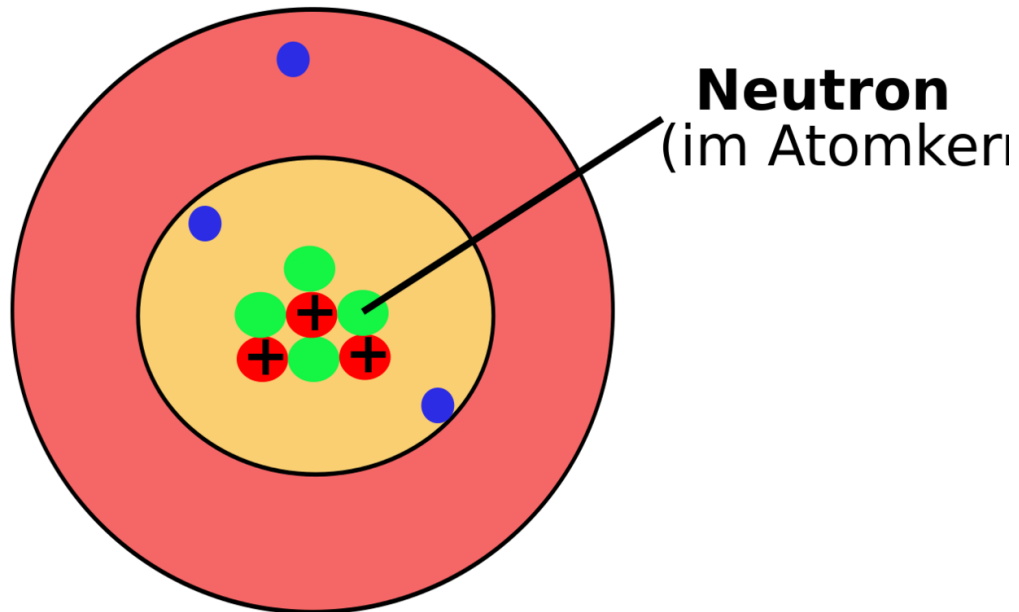


Abb. 69

Bei chemischen Reaktionen sind in der Regel nur die Valenzelektronen beteiligt. Elemente mit der gleichen Anzahl an Valenzelektronen (\Rightarrow gleiche Hauptgruppennummer) haben meist ähnliche Eigenschaften. Die Anordnung der Elektronen nennt man Elektronenkonfiguration.

8.5.3 Aufbau des Kohlenstoffatoms (C)

Das Kohlenstoffatom hat 6 Elektronen, 6 Neutronen und 6 Protonen:

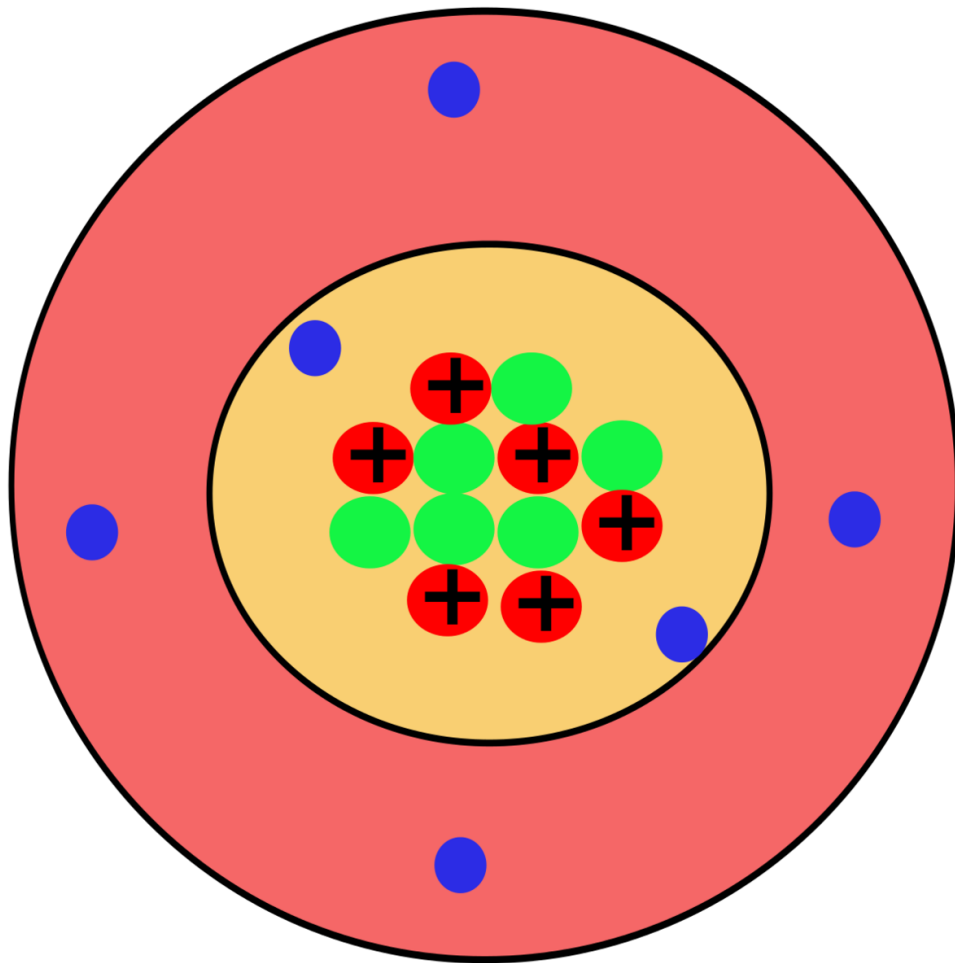


Abb. 70

8.5.4 Aufbau des Natriumatom (Na)

Das Natriumatom hat 11 Elektronen in drei Elektronenwolken. Wie Du erkennen kannst, sind die Elektronenwolken farbig, entsprechend den Farben der Perioden Deines PSE gefärbt.

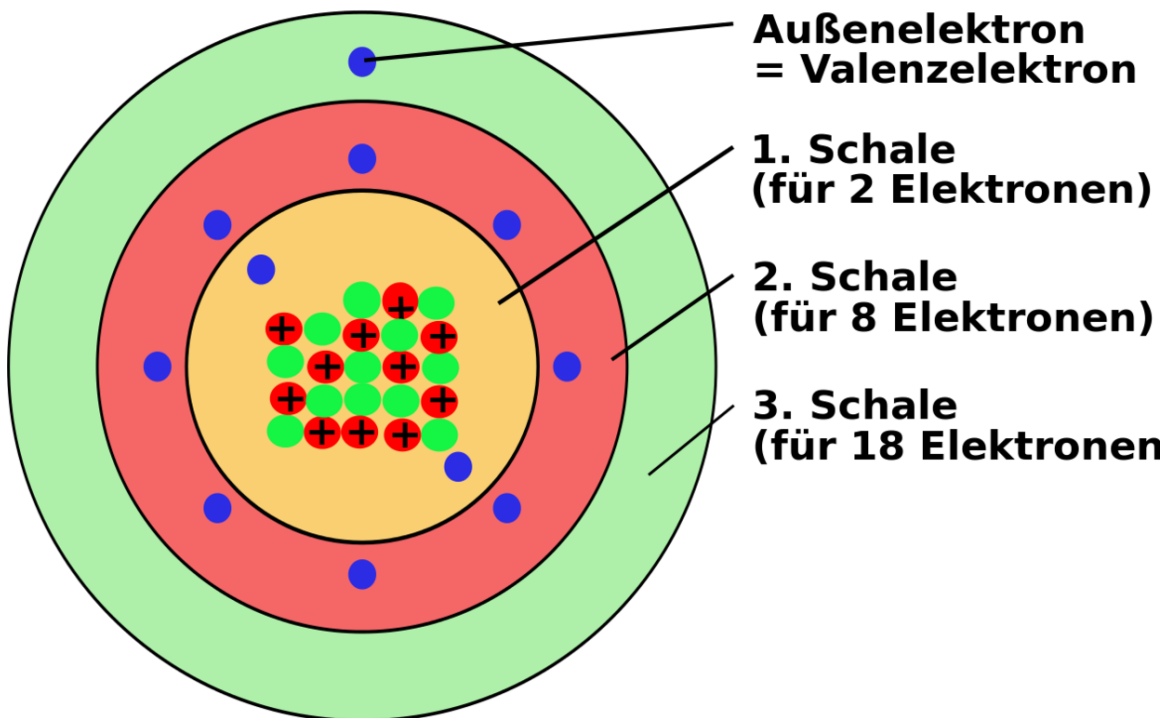


Abb. 71

8.5.5 Zusatzinfos: Atombau

w:Atommodell⁸

w:Elementarteilchen⁹

8.5.6 Wichtige Aufgaben:

1. Zeichne selbst den Aufbau der folgenden Atome: H, He, Li, Na, Mg, Ca, Ba, Al, I
2. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Anzahl an Elektronenwolken und der Periodennummer?
3. Besteht ein Zusammenhang zwischen der Anzahl an Valenzelektronen und dem PSE?
4. Wie erklärst Du Dir, dass das Verhältnis von Protonen zu Neutronen bei Zunahme der Ordnungszahl kleiner wird (z.B. Kohlenstoff hat $6p^+$ und $6n \Rightarrow 1:1=1$; Blei hat $82p^+$ und $126n \Rightarrow 82:126=0,65$)?

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Atommodell>

⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Elementarteilchen>

8.6 Geschichtliche Entwicklung der Modelle zum Aufbau der Elektronenhülle

Chemiker kennen heute viele Modelle zum Beschreiben der winzigen Atome. Jedes Modell hat Vor- und Nachteile. Lass Dich nicht durch die Vielfalt verwirren und benutze immer das, was Du in der Schule gelernt hast. Letztlich sind alles Modelle, die nur etwas nicht sichtbares verdeutlichen sollen. Aber es ist gar nicht so einfach, sich das immer vorzustellen...

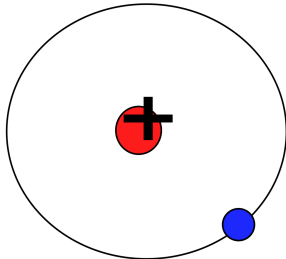


Abb. 72 Bohrsches Atommodell

1913 Niels Bohr: „Elektronen kreisen als Teilchen auf Bahnen (planetengleich) um den Atomkern“
Jede Bahn entspricht dabei einem bestimmten Energiezustand des Elektrons

1924 Louis de Broglie: „Jedes sich bewegende Teilchen, hat neben den Teilchen-eigenschaften auch Welleneigenschaften.“ (Diese werden wichtiger, je kleiner das Teilchen wird) (=Welle-Teilchen-Dualismus)

Definition

Elektronen (auch Photonen) haben:

- Teilcheneigenschaften
- Welleneigenschaften (Beweis: ihre Wellenlänge ist messbar!) Vergleich dies mal mit einer Interferenz: Wellen könne sich auslöschen, für Teilchen gilt das nicht. Je nach Experiment und Aufbau kann man also vom Teilchen- oder Wellencharakter der Elektronen ausgehen.

Bohr hat hingegen nur den Teilchencharakter des Elektrons berücksichtigt.

1926 Heisenberg: „Wenn de Broglie recht hat, kann man nicht die Position und die Geschwindigkeit eines Elektrons bestimmen, da man nicht gleichzeitig beides messen kann! (=Unschärferelation).

⇒die Wellenlänge ändert sich.

Vergleich Radarfalle ¹⁰

¹⁰ Um ein Objekt zu sehen, brauchen wir Licht. Die Lichtenergie beschleunigt aber das Objekt. (Photon - Elektron).
Vergleich mit Radarfalle: Blitzen mit 800 Kg Geschossen... (Position wäre klar, aber die Geschwindigkeit....)

- Welle-Teilchen-Dualismus (vgl. Aristoteles - Henry Maske)
- Heisenbergsche Unschärferelation (Einsatz des Luftballon-Modells)

⇒ Man kann nicht wissen, wie sich kleine Teilchen, wie z. B. Elektronen bewegen. Somit ist auch sicher, dass sie sich nicht auf Bahnen (siehe Bohr) bewegen. Man kann aber sagen, dass für so kleine Teilchen die Gesetze der klassischen Mechanik nur beschränkt Gültigkeit haben. Dies macht eine eigene Vorstellung für Chemiker so schwierig.

1928 Schrödinger: Der Aufenthaltsbereich des e⁻ ist die so genannte Elektronenwolke¹¹ (=Orbital)

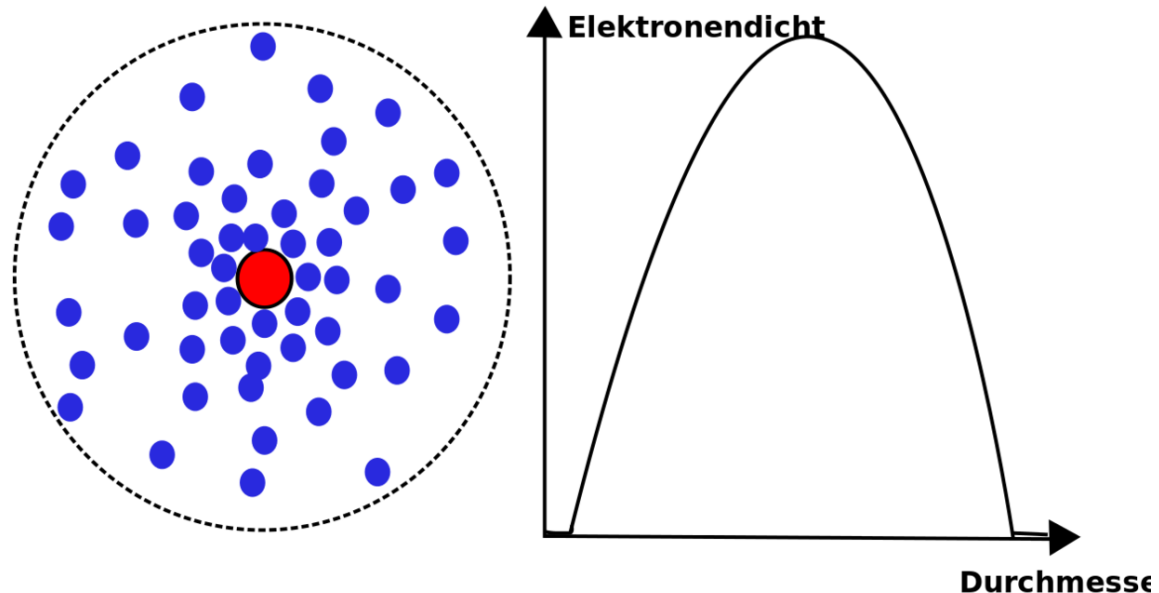


Abb. 73 Elektronenverteilung nach Schrödinger

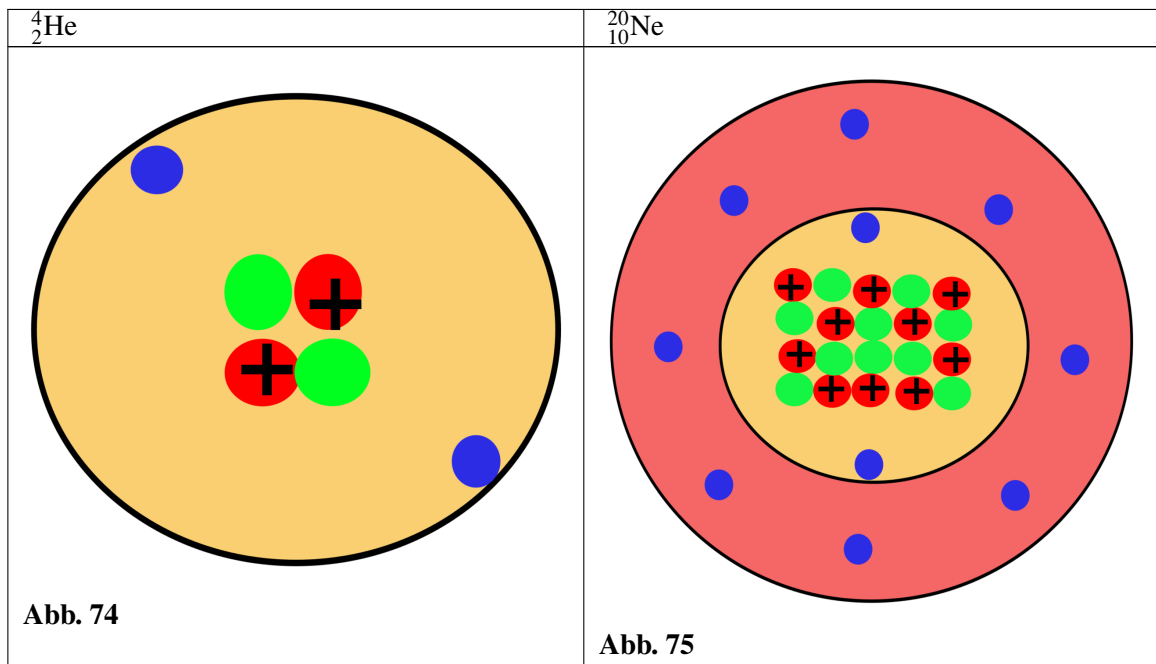
8.7 Edelgase und Edelgaskonfiguration

„Edelgase“ ist der Begriff für die Elemente der 8. Hauptgruppe. (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon). Edelgase sind im Gemisch Luft zu finden. Nach ihrem Anteil sortiert, steht an erster Stelle Argon. Es folgen Neon, Helium, Krypton und Xenon. Radon tritt nur in kleinsten Mengen als Produkt radioaktiver Zerfallsprozesse auf. Im All findet man neben Wasserstoff sehr viel Helium.

Alle Edelgase sind farb-, geschmack- und geruchlose Gase, die eigentlich nur elementar (nicht vereinigt) und einatomig vorkommen. Sie lassen sich in Wasser auflösen und sind aufgrund ihrer Ähnlichkeit und Reaktionsträgheit fast nicht zu unterscheiden. Sie kondensieren erst bei Temperaturen tiefer als -100°C . Helium hat den niedrigsten Schmelz- und Siedepunkt aller Elemente. Aufgrund dieser Eigenschaft wurden sie als Element erst sehr spät entdeckt.

¹¹ Vergleich mit Torwart in Fußballspiel (16m-Raum) Vergleich mit Erdatmosphäre

Eigenschaft	${}^2\text{He}$	${}^{10}\text{Ne}$	${}^{18}\text{Ar}$	${}^{36}\text{Kr}$	${}^{54}\text{Xe}$
Atommasse [u]	4,0	20,2	39,9	83,8	131,3
Dichte [g/l]	0,17	0,84	1,66	3,48	5,49
Schmelzpunkt [°C]	-272,3	-248,6	-189,4	-156,5	-111,8
Siedepunkt [°C]	-269,0	-246,0	-185,9	-153,9	-107,1
Leuchtfarbe in Leuchtröhren	gelb	rot	rot	gelbgrün	violett
Verwendungszweck	<ul style="list-style-type: none"> • Füllgas für Bal-Ions • Zusatz für Atemluft bei Tauchern 	<ul style="list-style-type: none"> • Leuchtstoffröhren 	<ul style="list-style-type: none"> • Glühlampenfüllgas • Schutzgasschweißen 	<ul style="list-style-type: none"> • Glühlampenfüllgas 	



Edelgase (8. HG) sind die **reaktionsträgsten Elemente**. Alle Edelgase haben eine vollbesetzte Außenelektronenwolke. Edelgase werden deshalb auch als reaktionsträge Gase bezeichnet.

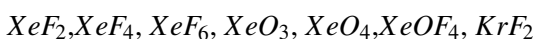
Merksatz

Aus der Trägheit der Edelgase folgt, dass eine Anordnung mit voll besetzter

Außenelektronenwolke besonders stabil sein muss (=Oktettregel).

Diese Edelgaskonfiguration ist von allen Elementen angestrebt. Entscheidend ist dafür nur die Anzahl an Valenzelektronen (2 bei He oder 8 bei allen anderen!)

Unter besonderen Bedingungen kann man im Labor Xe und Kr zur Reaktion mit anderen Elementen bewegen. Dazu sind sehr hohe Ionisierungsenergien notwendig. Von den leichten Edelgasen Helium, Neon und Argon sind keine Verbindungen bekannt. Linus Pauling wies 1933 schon darauf hin, dass Xenon eine ähnlich (hohe) 1. Ionisierungsenergie wie Sauerstoff hat. 1962 wurde von Bartlett dann mit Xenonhexafluor die erste Edelgasverbindung dargestellt. Man heute kennt bereits 32 Edelgasverbindungen:



8.8 Das Periodensystem der Elemente: Die Geschichte des PSE

Demokrit (460-370 v. Chr.)

Der Grieche vermutete allein durch Beobachtungen der Natur, dass es Aufbausteine für alle Stoffe (heute würde man sie Atome nennen) gibt.

Robert Boyle (1627-1691)

Der Engländer zeigte als erster, dass nicht Feuer, Wasser, Erde und Luft die chemischen Elemente sind. Er vermutete, dass es mehr geben muss. Sonst wäre die Vielfalt der Natur nicht zu erklären. Er vermutete, dass solche Stoffe, die man nicht mehr in zwei verschiedene andere Stoffe umwandeln kann, Elemente sind. So kann man pflanzlichen Zucker durch Erhitzen in Kohlenstoff umwandeln. Diesen konnte er aber nicht weiter zersetzen, so bestimmte er, dass Kohlenstoff ein Element sei.

Antoine Lavoisier (1743-1794)

Der Franzose Lavoisier übernahm Boyles Elementdefinition und erweiterte sie. Er unterschied Elemente (matière) und deren Fähigkeit Verbindungen zu bilden (principe). Es gibt also nach Lavoisier keine Stoffe, in denen matière und principe zusammenfielen. William Prout (1785-1850) und Jeremias Benjamin Richter (1762-1807) Der Engländer Prout und der deutsche Richter stellen die Gesetze der einfachen und vielfachen Massenverhältnisse auf. So reagieren 2g Schwefel immer mit 2g Sauerstoff zu 4g Schwefeldioxid oder auch (bei anderen Reaktionsbedingungen) mit 3g Sauerstoff zu 5g Schwefeltrioxid

John Dalton (1766-1844)

Der Engländer stellte eine Atomhypothese auf, die Atome und ihre Reaktionen beschrieb. Er verband diese mit den Massengesetzen von Prout und Richter, um sie zu erklären.

Jöns Jakob Freiherr von Berzelius, (1779-1848)

Der Schwede Berzelius nannte Reinstoffe, die nicht durch eine Vereinigung entstanden sind „Elemente“. Stoffe, die durch eine Vereinigung entstehen, nannte er „Verbindung“. Er stellte die noch immer gültige Definition auf: „Ein Element ist ein Reinstoff, der nicht weiter zersetzt werden kann“. Für Elemente legte er neue Symbole fest, die sich vom lateinischen oder griechischen Namen ableiteten (z. B. Wasserstoff = Hydrogenium = H) Da man nun endlich die Kenntnisse der Chemie vernünftig ordnen konnte, wurde der Wunsch nach einem einheitlichen Ordnungssystem immer größer.

Dimitri Mendelejew (1834-1907) und Lothar Meyer (1830 - 1895)

Der Russe Mendelejew und der Deutsche Lothar Meyer ordneten 1869 als erstes die damals etwa 60 bekannten Elemente nach ihrer Masse. Allerdings fiel auf, dass sich manchmal Eigenschaften der Elemente wiederholten. Diese Elemente schrieb Mendelejew übereinander. So kam er zu einer tabellarischen Anordnung von 7 Gruppen. Manchmal erhielt er allerdings Lücken in seiner Tabelle. Er vermutete, dass es noch unentdeckte Elemente geben musste. (Germanium, Gallium und Scandium). Die 8. Gruppe des PSE (Edelgase) konnten sie nicht aufstellen, da die Edelgase noch nicht entdeckt waren.

Nils Bohr (1885-1962)

Der Däne Bohr forschte an einzelnen Atomen und beschäftigte sich mit deren Zusammensetzung. Er stellte ein nach ihm benanntes Atommodell auf. Gleichzeitig fing er an diese Atome nach ihrer Anzahl an Protonen zu ordnen. (Henry G.J. Mosley bestimmte 1913 mit Hilfe von Röntgenstrahlen erstmalig die Anzahl an Protonen in Atomen). Deshalb nannte er die Protonenzahl auch Ordnungszahl.

Dieses neue Periodensystem war dem von Mendelejew sehr ähnlich. Nur geringe Änderungen mussten vorgenommen werden.

8.9 Die historische Entwicklung des Periodensystems der Elemente (=PSE)

Nach: w:Mendelejew¹²

Dmitri Iwanowitsch Mendelejew (8.2.1834- 2.2.1907) war ein russischer Chemiker, der auf der Suche nach einer Systematik der chemischen Elemente war.

Zwischen 1859 und 1861 arbeitete er in Paris über die Dichte der Gase und an der Universität Heidelberg beschäftigte er sich bei Gustav Robert Kirchhoff mit der neuen Untersuchungsmethode der Spektroskopie. Er promovierte 1865 in Chemie in Sankt Petersburg. Sein Bestreben war, die damals bekannten 63 Elemente in einem System zu ordnen. Eine Hilfe war, dass 1866 ein Kollege, der Chemiker John A.R. Newland, das Oktavgesetz vorschlug:

„Wenn die Elemente nach steigender relativer

Atommasse geordnet werden, dann ist das

achte Element dem ersten ähnlich.“

Dmitri Mendelejew und der Deutsche Lothar Meyer griffen 1869 dieses Gesetz auf und ordneten die Elemente in einer sich periodisch wiederholenden Anordnung in 7 Gruppen an. Mendelejew ordnete die Elemente dabei so an, dass ähnliche Merkmale in den gleichen Gruppen zusammenstehen. Damit dies aber immer aufging, musste er noch 3 Felder frei lassen. Er vermutete, dass diese drei Elemente noch nicht entdeckt waren. Durch seine genauen Forschungen konnte er für diese unbekannt Elemente (Gallium, Scandium und Germanium) allerdings schon einige Vorhersagen über ihre Eigenschaften treffen. Hier zeigte sich sein wahres Genie. Seine Vorhersagen zu Schmelz- und Siedepunkten waren von großer Genauigkeit und Präzision.

1867 wurde er Professor für Chemie an der Universität Sankt Petersburg. Am 6. März 1869 veröffentlichte er das Periodensystem der Elemente (PSE) unter dem Titel „Die Abhängigkeit der chemischen Eigenschaften der Elemente vom Atomgewicht“. Damit vollendete Mendelejew vorläufig die 50-jährige Suche nach einem Zusammenhang zwischen den Atomgewichten und den chemischen Eigenschaften der chemischen Elemente. Zu seinen Ehren bekam das Element 101 den Namen Mendelevium.

In zwei Punkten lag Mendelejew's leider falsch. Die Anordnung der Elemente ___ und ___- sowie ___ und ___ nach ihrer relativen Atommasse entsprach nicht der Anordnung nach ihren Eigenschaften. Man findet im heutigen PSE sogar noch ein weiteres Paar: ___ und ___.

Die Auflösung war erst möglich, als Henry G.J. Mosley 1913 begann das PSE nach der Anzahl an Protonen/ Elektronen zu ordnen. Mit Hilfe von Röntgenstrahlen gelang es ihm die Ordnungszahl der Elemente zu bestimmen und das heute gültige PSE, geordnet nach der Protonenzahl, aufzustellen.

Merksatz

Heute gelten folgende Regeln:

¹² <http://de.wikipedia.org/wiki/Mendelejew>

Merksatz

Das PSE ist nach steigender _____ und nicht nach steigender _____ angeordnet. Dabei stehen Elemente mit ähnlichen _____ übereinander. So ergibt sich ein Aufbau des PS in _____ und _____. (Die _____ -Nummer entspricht dabei der Anzahl an Elektronenwolken, die _____ - Nummer entspricht der Anzahl an Außenelektronen bzw. Valenzelektronen). Von Element zu Element nimmt dabei die Anzahl an Valenzelektronen stets um 1 zu. Daraus resultieren wesentliche Änderungen in den Eigenschaften der Elemente. Die Valenzelektronen sind somit maßgeblich für die Eigenschaften der Elemente verantwortlich.

8.9.1 Zusatzinformationen zu Mendelejew

Mendelejew war zugleich der Vater der russischen Ölindustrie. Bereits in den 1860er Jahren besuchte er die Ölfelder bei Baku in Aserbaidschan. 1876 reiste er im Auftrag der russischen Regierung in die USA, um die Ölförderung in Pennsylvania zu studieren und Empfehlungen für die Ausbeutung der russischen Reserven zu geben. Nach seiner Rückkehr erfand er neue Methoden zur Raffinierung des Öls. Seine Empfehlungen fasste er in dem Werk „Die Erdölindustrie in Pennsylvania und im Kaukasus zusammen“.

Mendelejew war ein Liberaler. In seinen Vorlesungen waren anders als bei seinen Kollegen auch Frauen zugelassen. Regelmäßig machte er Eingaben an die Regierung, wandte sich gegen die zaristische Bürokratie und politische Repressionen. Seine Informationen beschaffte er sich bei Bahnreisen durch Russland, auf denen er stets dritter Klasse reiste. 1890 trat er aus Protest gegen die Einschränkung der universitären Autonomie als Professor zurück. 1893 wurde er auf Betreiben des Finanzministers Direktor des Russischen Amtes für Maße und Gewichte, führte das metrische System in Russland ein. Er starb im Januar 1907 an den Folgen einer Grippe. An seiner Beerdigung auf dem Petersburger Wolkowo-Friedhof nahmen mehrere tausend Menschen teil.

Mendelejew war zweimal verheiratet und hatte mehrere Kinder. Er sprach russisch, deutsch und französisch.

Die Kernthesen zu seinem Vortrag vor der Russischen Gesellschaft für Chemie im März 1869:

1. Die nach Atomgewicht aufgereihten Elemente zeigen Periodizität in ihren Eigenschaften und ihrem Verhalten.
2. Elemente mit gleichem Verhalten haben fast das gleiche Atomgewicht (zum Beispiel Platin, Iridium, Osmium) oder das Atomgewicht erhöht sich gleichmäßig (zum Beispiel Kalium, Rubidium, Cäsium).
3. Die Anordnung der Elemente oder Gruppen von Elementen entspricht ihrer Wertigkeit und, bis auf einige Ausnahmen, ihrem charakteristischen Verhalten.
4. Die am häufigsten vorkommenden Elemente haben kleine Atomgewichte.
5. Das Atomgewicht bestimmt die Eigenschaften des Elements, so wie die Eigenschaften eines Moleküls von seiner Größe bestimmt werden.
6. Die Entdeckung weiterer Elemente ist zu erwarten, beispielsweise die Analogen zu Aluminium und Silizium mit einem Atomgewicht zwischen 65 und 75.

7. Das Atomgewicht einiger Elemente kann durch diese Anordnung korrigiert werden. Zum Beispiel muss das Atomgewicht des Tellurs zwischen 123 und 126 liegen. Es kann nicht 128 betragen.
8. Einige charakteristische Eigenschaften lassen sich aufgrund des Atomgewichts vorhersagen.

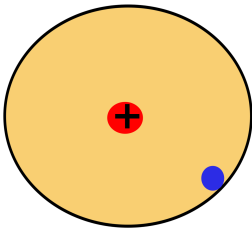
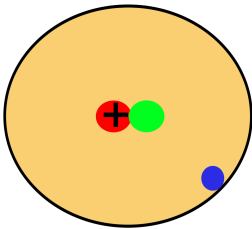
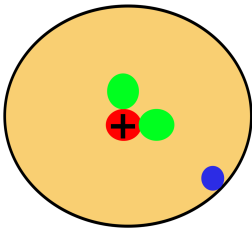
Mendelejew schrieb später einmal, beim Verfassen eines Chemiebuches habe er nach einer Einteilung der chemischen Elemente gesucht. Neben dem Atomgewicht habe er sich von ihren Eigenschaften leiten lassen:

- Ähnlichkeiten bei der Bildung von Verbindungen
- Elektrochemisches Verhalten und Wertigkeit
- Kristallform der Verbindungen
- Neigung zur Isomorphie

8.10 Isotope des Wasserstoffs

Alle Atome eines Elementes haben die gleiche Ordnungszahl und somit die gleiche Anzahl an Protonen, aber bei einigen Elementen kommt es vor, dass sie sich in ihrer Masse unterscheiden. \Rightarrow Sie haben eine unterschiedliche Anzahl von Neutronen. Diese Elemente nennt man Isotope. Zum Beispiel enthält das häufigste Isotop von Wasserstoff keine Neutronen (siehe Tabelle). Sehr selten findet man aber auch ein Wasserstoffatom mit einem Neutron (z. B. in Kernkraftwerken). Man spricht von schwerem Wasserstoff. Oder auch von Deuterium. Ein weiteres Isotop hat zwei Neutronen. Es heißt Tritium.

Übersicht über die bekanntesten Wasserstoffisotope:

Eigenschaft	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Name	Wasserstoff	Deuterium	Tritium
Kernteilchen	$1p^+ / 0n$	$1p^+ / 1n$	$1p^+ / 2n$
Aufbau	 Abb. 76	 Abb. 77	 Abb. 78
Häufigkeitsverteilung	1	0,00015	$1 * 10^{-18}$
Massenzahl	2,015	4,028	6,032
Schmelztemperatur	-259,22	-254,43	-252,53
Siedetemperatur	-252,77	-249,58	-248,11

Die Isotope des Wasserstoffes sind also durchaus durch ihre Eigenschaften zu unterscheiden
Isotope gibt es nicht nur vom Wasserstoff:

$${}^{35}_{17}\text{Cl} \text{ Atommasse} = 34,969\text{u}$$

Merksatz

Atome gleicher Ordnungszahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl nennt man Isotope. Im PSE ist immer die mittlere Atommasse angegeben.

8.10.1 Zusatzinfos: Isotope

In der Regel besitzt jedes natürlich vorkommende Element ein oder wenige stabile Isotope, während die anderen Isotope radioaktiv (das heißt instabil) sind und früher oder später zerfallen. Es gibt jedoch auch Elemente, bei denen alle Isotope instabil sind und zerfallen. Mit 10 stabilen Isotopen hat Zinn die meisten natürlich vorkommenden Isotope. Bei 20 so genannten Reinelementen gibt es nur ein einziges stabiles Isotop. Diese Elemente sind: Beryllium, Fluor, Natrium, Aluminium, Phosphor, Scandium, Mangan, Kobalt, Arsen, Yttrium, Niob, Rhodium, Iod, Cäsium, Praseodym, Terbium, Holmium, Thulium, Gold, Bismut.

Ein bekanntes Isotop ist ${}^{14}\text{C}$, das zur Altersbestimmung von organischen Materialien in der Archäologie benutzt wird (Radiokarbonmethode). Kohlenstoff liegt hauptsächlich als stabiles Isotop ${}^{12}\text{C}$ vor.

Bei natürlich vorkommenden Isotopen hat ihr Verhältnis immer den gleichen Wert. Chlor besteht z. B. immer aus 75,77% aus ${}^{35}\text{Cl}$ (34,969u) und 24,23% ${}^{37}\text{Cl}$ (36,996u)

w:Isotope¹³

8.10.2 Berechnung mittlere Atommasse

$${}^{35}\text{Cl}: 75,77\% \quad {}^{37}\text{Cl}: 24,23\%$$

$$\Rightarrow \text{mittlere Atommasse: } 35,453\text{u} \quad {}^{14}$$

8.11 Elektronen, Protonen, α -Teilchen und Isotope der leichteren Elemente

¹³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Isotope>

¹⁴ Berechnung: $(0,7577 * 34,969\text{u}) + (0,2423 * 36,996\text{u}) = 35,453\text{u}$

Ordnungs- zahl	Symbol	Element	Massenzahl	Masse in u	ideale Häu- figkeit	Halbwerts- zeit	Strahlung
-	e^-	Elektron	0	0,0005486			
-	n	Neutron	1	1,008665			
1	$^1\text{H}^+$	Proton	1	1,007276	99,985		
1	^1H	Wasserstoff	1	1,007825	99,985		
	^2H	Deuterium	2	2,014102	0,015		
	^3T	Tritium	3	3,014949		12,26 a	e^-
2	$^4\text{He}^{2+}$	α -Teilchen	4	4,001507			
2	^3He	Helium (3)	3	3,016030	0,00013		
	^4He	Helium	4	4,002604	99,99987		
	^5He		5	5,012296		$2 \cdot 10^{-21}$ s	n, α
	^6He		6	6,018900		0,81 s	e^-
	^7He		7				e^-
3	^5Li	Lithium	5	5,012541		ca. 10-21 s	p^+ , α

	${}^6\text{Li}$		6	6,015126	7,42		
	${}^7\text{Li}$		7	7,016005	92,58		
	${}^8\text{Li}$		8	8,022488		0,85 s	e^-
	${}^9\text{Li}$		9	9,022488		0,17 s	e^-
4	${}^6\text{Be}$	Beryllium	6	6,019780		$4 \cdot 10^{-21} \text{s}$	
	${}^7\text{Be}$		7	7,016931		53 d	γ
	${}^8\text{Be}$		8	8,005308		$3 \cdot 10^{-16} \text{s}$	α
	${}^9\text{Be}$		9	9,012186	100		
	${}^{10}\text{Be}$		10	10,013535		$2,7 \cdot 106a$	e^-
	${}^{11}\text{Be}$		11	11,021660		13,6s	e^-, γ
5	${}^8\text{B}$	Bor	8	8,024612		0,78 s	e^+
	${}^9\text{B}$		9	9,013335			p^+, α
	${}^{10}\text{B}$		10	10,012939	19,6		
	${}^{11}\text{B}$		11	11,009305	80,4		
	${}^{12}\text{B}$		12	12,014353		0,020 s	e^-, γ

	¹³ B		13	13,017779		0,035 s	e ⁻
6	¹⁰ C	Kohlenstoff	10	10,016830		19 s	e ⁺ , γ
	¹¹ C		11	11,011433		e ⁺	
	¹² C		12	12,000000	98,89		
	¹³ C		13	13,00345	1,11		
	¹⁴ C		14	14,003242		5760 a	e ⁻
	¹⁵ C		15	15,010600		2,25 s	e ⁻ , γ
	¹⁶ C		16	16,014702		0,74 s	e ⁻
7	¹² N	Stickstoff	12	12,018709		0,011 s	e ⁺
	¹³ N		13	13,002739		10,0 min	e ⁺
	¹⁴ N		14	14,003074	99,63		
	¹⁵ N		15	15,000108	0,37		
	¹⁶ N		16	16,006089		7,35 s	e ⁺
	¹⁷ N		17	17,008449		4,14 s	e ⁻

8.12 Die Verteilung der Elektronen in der Atomhülle

8.13 Übung: Flammenfärbung

Welche Energieformen kennst Du bereits, die bei chemischen Reaktionen eine Rolle spielen? (Wärmeenergie, Schallenergie, Bewegungsenergie, Lageenergie, Lichtenergie, usw.)

Material je Gruppe: Magnesia-Stäbchen,
Bunsenbrenner, evtl. Tiegelzange

Testsubstanzen, Spatel, Pinzette, verd. HCl,
ca. 8 beschriftete Schälchen

Versuchsbeschreibung

Glühe ein Magnesiastäbchen aus und tauche es kurz in eine leicht saure Lösung, die jeweils eines der folgenden Salze enthält: Natriumnitrat, Natriumcarbonat, Kaliumcarbonat, Kaliumchlorid, Calciumsulfat, Calciumcarbonat, Strontiumnitrat, Bariumnitrat. Dann halte das Stäbchen in die Brennerflamme. Notiere alle Beobachtungen in Tabellenform.

Salz	Testsubstanz	Farbe
Natriumnitrat	NaNO ₃	gelb
Natriumchlorid	NaCl	gelb
Natriumcarbonat	Na ₂ CO ₃	gelb
Kaliumcarbonat	K ₂ CO ₃	rotorange
Kaliumchlorid	KCl	rotorange
Calciumsulfat	CaSO ₄	rot
Calciumcarbonat	CaCO ₃	rot
Calciumchlorid	CaCl ₂	rot
Strontiumnitrat	Sr ₂ NO ₃	tiefrosarot
Strontiumchlorid	SrCl ₂	tiefrosarot
Bariumnitrat	Ba(NO ₃) ₂	grün
Lithiumchlorid	LiCl	rot
Bariumchlorid	BaCl ₂	grün

Die Flammenfärbung ist jeweils charakteristisch für die Metalle. So lassen sich auch unbekannte Proben anhand ihrer Flammenfarbe identifizieren

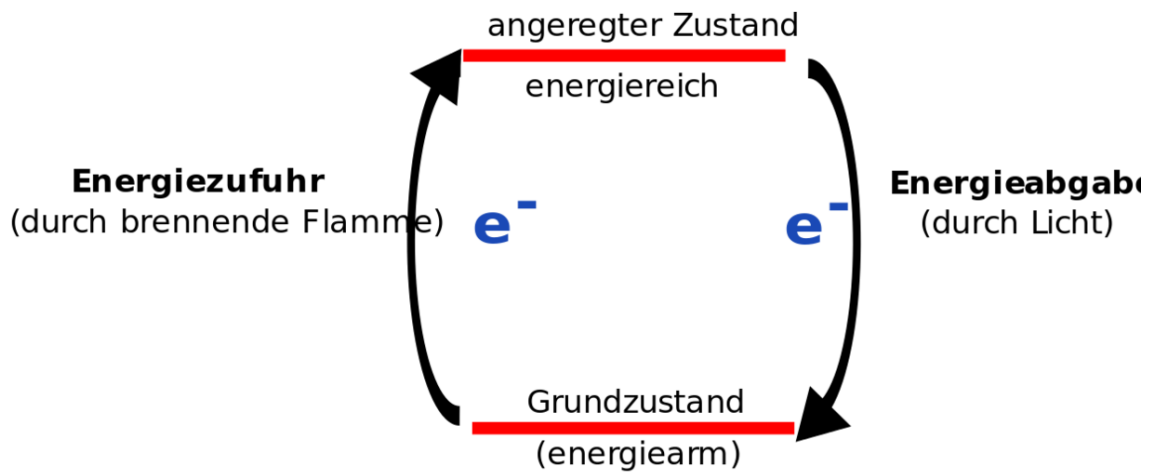


Abb. 79 Was geschieht beim Flammenversuch

8.14 Die Energiezustände der Elektronen

Energiestufen Aus dem Versuch der Flammenfärbung wird folgendes Energieschema abgeleitet:

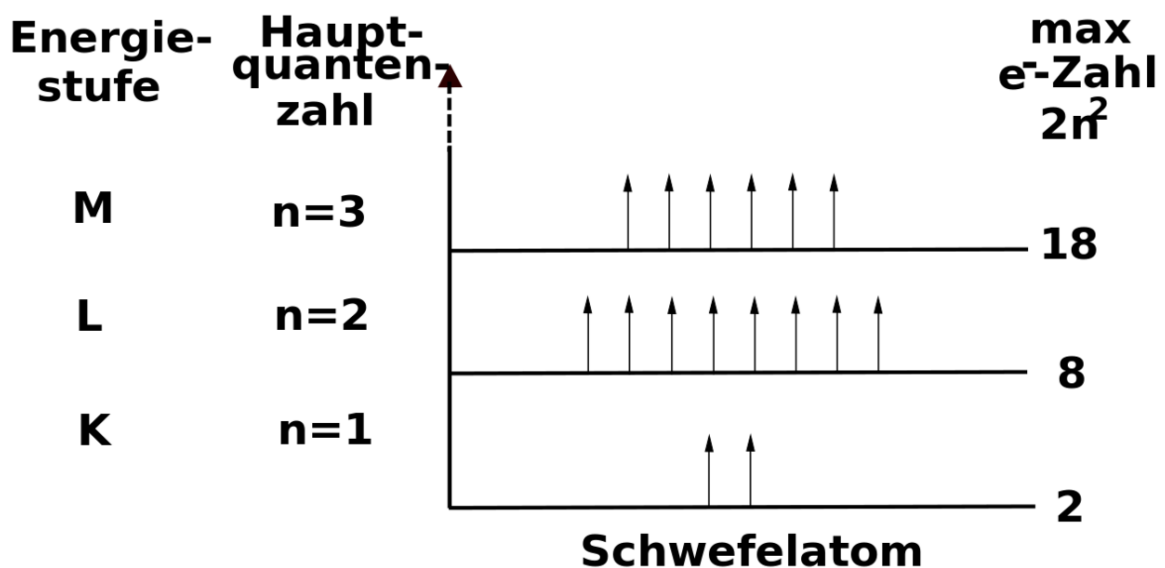


Abb. 80 Energiestufen-Schema für das Schwefel-Atom

Als Valenzelektronen werden die Elektronen mit der höchsten Quantenzahl bezeichnet (statistisch haben sie den größten Abstand vom Atomkern (Außenelektronen))

Zusammenhang:

Energiegehalt - durchschnittliche Entfernung vom Kern

⇒ VE sind die am weitesten vom Kern entfernten Elektronen

8.15 Energieniveaus - die Unterteilung der Energiestufen

Feinbau: Energiestufen sind in unterschiedliche Energieniveaus aufgetrennt

Hinweis: FOLIE Spektrallinien ⇒ Gruppen dünner Linien

Vergleich: Stockwerke im Haus = Energiestufen. Man kann nicht wechseln! Aber man kann von einem Niveau auf ein anderes wechseln (auf den Tisch klettern)

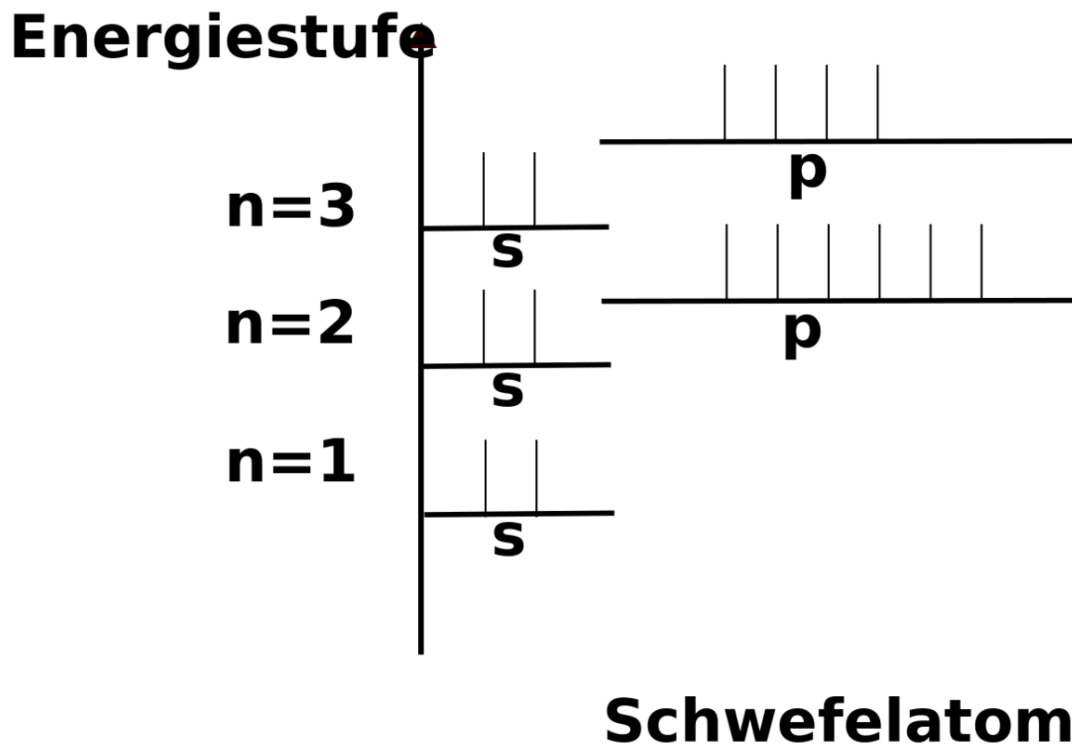


Abb. 81 Energiestufen-Schema für das Schwefel-Atom

8.15.1 Besetzungsregeln:

- Die maximale Elektronenzahl für das s-Energieniveau beträgt 2 Elektronen, für das p-Energieniveau 6 Elektronen
- Der Aufbau des Energieniveauschemas erfolgt immer von unten nach oben, d. h. es werden zuerst die geringen Energieniveaus, dann die hohen Energieniveaus besetzt ($1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$)

- Hinweis: Die VE der ersten und zweiten HG sind immer auf dem s-Energieniveau, die VE der 3-8 HG sind auf dem p-Energieniveau (PSE aufklappen und Hinweis, dass in der 11. Klasse noch was folgt)

8.15.2 Übung: (Schüler stehen entsprechend der Elektronenkonfiguration auf)

${}^2\text{He:}$
 ${}^3\text{Li:}$
 ${}^6\text{C:}$
 ${}^{10}\text{Ne:}$
 ${}^{16}\text{S:}$
 ${}^{18}\text{Ar:}$

$1s^2$
 $1s^2$
 $1s^2$
 $1s^2$
 $1s^2$
 $1s^2$

$2p^2$
 $2p^6$
 $2p^6$
 $2p^6$

$3s^2$
 $3s^2$

$3p^4$
 $3p^6$

HA 1: Elektronenkonfiguration unter Berücksichtigung der Energieniveaus für ${}_{7}\text{N}$ und ${}_{11}\text{Na}$

Wiederholungsfrage: Unterschiede in Elektronenkonfiguration bei den Isotopen



8.16 Wiederholungsfragen Kapitel 7: Aufbau der Atome (Kern-Hülle-Modell)

1. Wie hat Rutherford seine Aussagen über Atome gewonnen. Beschreibe seinen Versuchsaufbau und nenne seine drei wichtigsten Schlussfolgerungen. Warum hat er als Strahlenquelle Heliumkerne verwendet?
2. Nenne die Elementarteilchen und ordne ihnen ihre Masse und Ladung zu
3. Erkläre ein Modell zum Aufenthaltsbereich der Elektronen
4. Zeichne selbst den Aufbau der folgenden Atome: H, He, Li, Na, Mg, Ca, Ba, Al, I
5. Welcher Zusammenhang besteht zwischen der Anzahl an Elektronenwolken und der Periodennummer?
6. Nach welchen Kriterien ist das PSE aufgebaut?
7. Besteht ein Zusammenhang zwischen der Anzahl an Valenzelektronen und dem PSE?
8. Wie erklärst Du Dir, dass das Verhältnis von Protonen zu Neutronen bei Zunahme der Ordnungszahl kleiner wird
(z. B. Kohlenstoff hat $6p^{+}$ und $6n$ \Rightarrow $1:1=1$; Blei hat $82p^{+}$ und $126n$ \Rightarrow $82:126=0,65$)?
9. Der russische Physiker Mendelejew hatte das PSE noch nach der Massenzahl geordnet. Finde im PSE Beweise, dass die Elemente heute nach ihrer Ordnungszahl und nicht nach der Massenzahl geordnet sind.
10. Was vermutest Du, war der Grund, warum es solange gedauert hat, die Elemente sinnvoll anzuordnen?
11. Berechne den Anteil an metallischen Elementen im PSE.
12. Erkläre die Begriffe Hauptgruppe und Elementperiode.
13. Erkläre die Begriffe „Ordnungszahl“, „Protonenzahl“, „Massenzahl“
14. Was sind Isotope? Nenne Beispiele!
15. Warum sind bestimmte Kombinationen von Protonen und Neutronen bei einem Element häufiger zu finden als andere?
16. Was vermutest Du, ist der Grund, dass es nicht von jedem Element Isotope gibt?
17. Nenne die verschiedenen Typen Radioaktiver Strahlung und zeige, wie sie entstehen (nur falls im UR besprochen)
18. Erkläre das Prinzip der Radio-Karbon Methode (${}^{14}\text{C}$ -Methode) zur Altersbestimmung (nur falls im UR besprochen)
19. Was sind Isotope? Nenne Beispiele und vervollständige dann die Tabelle:

	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{14}_6\text{C}$
Protonenzahl					
Elektronenzahl					
Neutronenzahl					
Name	Wasserstoff	Deuterium	Tritium		

9 Radioaktivität

9.1 Informationen zur Radioaktivität

Nach w:Radioaktivität¹

Unter Radioaktivität oder radioaktivem Zerfall versteht man die spontane Umwandlung instabiler Atomkerne unter Energieabgabe. Die freiwerdende Energie wird in Form energiereicher Teilchen oder Strahlung abgegeben, die entweder als Alphateilchen, Betateilchen oder Gammastrahlung bzw. Röntgenstrahlen bezeichnet werden.

Radioaktive Stoffe sind sehr schwere Elemente, welche eine hohe Anzahl an Protonen und somit in ihrem Atomkern eine hohe Spannung haben, da alle Protonen sich gegenseitig mit ihren positiven Ladungen abstoßen. Man spricht auch vom radioaktiven Zerfall der Atomkerne.

Bei einem solchen Zerfall kann sich die Protonenzahl des Atoms ändern (d. h. es findet eine Umwandlung in ein anderes chemisches Element statt). Es kann sich aber auch nur die Massenzahl ändern (d. h. Umwandlung in ein anderes Isotop desselben Elements). Die Stärke der Radioaktivität wird durch den physikalischen Begriff der „Aktivität“ beschrieben und in der Einheit Becquerel angegeben.

Die Halbwertszeit ist der Zeitraum, nach dem durchschnittlich die Hälfte der instabilen Atomkerne einer Menge zerfallen sind. Sie kann nur Sekundenbruchteile, aber auch einige Milliarden Jahre betragen. Derartige Nuklide sind beispielsweise Uran-238 und Uran-235, Thorium oder Kalium-40. Je kürzer die Halbwertszeit, desto größer die Radioaktivität. Mathematisch wird der Zerfall durch das Zerfallsgesetz beschrieben.

9.2 Die Entdeckung der Radioaktivität

Der französische Physiker **Antoine Henri Becquerel** stellte 1896 fest, dass das Element Uran lichtempfindlichen Film schwärzen kann, selbst wenn er nicht vom Uran berührt wird.

Die polnische Chemikerin **Marie Curie** und ihr Ehemann Pierre Curie waren 1898 auf der Suche nach einem neuen Element, welches sie aus der Pechblende zu isolieren versuchten. Marie entdeckte bei ihren Forschungen neben dem Radium dann auch das Polonium, welches sie nach ihrer Heimat nannte. Sie bewies also, dass Radioaktivität eine Elementeigenschaft ist und bei verschiedenen Elementen auftritt. Gerhard Carl Schmidt aus Erlangen machte zur gleichen Zeit ähnliche Entdeckungen.

1899 war ein wichtiges Jahr. Die Briten Ernest Rutherford und Frederick Soddy entdeckten das radioaktive Gas Radon, der Franzose André Louis Debierne fand das strahlende Actinium.

¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Radioaktivit%E4t>

Schon bald wusste man, dass die Radioaktivität eine sehr große Energiequelle ist. Die Curies berechneten die beim radioaktiven Zerfall von Radium frei werdende Wärmeenergie auf etwa 420 Joule/ (Gramm Radium • Stunde). Bemerkenswert fanden sie daran, dass diese Energie in Wärme umgewandelt werden kann und diese über Jahre unvermindert anhält. (Zum Vergleich: 1g Kohlenstoff setzt 33 600 Joule frei).

Was die Curies nicht ahnten, war allerdings die stark schädigende Wirkung der Radioaktivität. Da sie beide viele Jahre schutzlos mit radioaktiven Stoffen arbeiteten, waren sie hochgradig verstrahlt und starben beide an den Folgen der Strahlenkrankheit.

9.3 Schreibweise der Reaktionsschemata

Beim radioaktiven Zerfall ist nur der Atomkern beteiligt, nicht aber die Elektronenhülle. In den Reaktionsschemata werden daher auch nur die Atomkerne berücksichtigt.

Ein Atomkern ist durch die Kernladungszahl (Ordnungszahl) Z und die Massenzahl (Nukleonenzahl) A gekennzeichnet

$$\text{Nukleonenzahl (A) = Protonenzahl (Z) plus Neutronenzahl (N): } A = Z + N$$

Ein Atomkern X wird daher wie folgt gekennzeichnet:

A_ZX , z. B. ${}^{238}_{92}U$; die Kernladungszahl kann fortgelassen werden, da sie durch das Elementsymbol gegeben ist: ${}^{238}U$.

Neutronen werden mit 1_0n oder n bezeichnet, Elektronen mit e^- , einzelne Protonen mit p^+ (sofern sie nicht als H^+ bezeichnet werden).

9.4 Strahlungsarten

Schon Rutherford bestätigte, dass es mehrere Strahlungsarten geben muss:

- positiv geladene Alphateilchen, die Papier nicht durchdringen können
- negativ geladene Betateilchen, welche kleiner sind und die Haut von Menschen durchdringen
- ungeladene Gammastrahlung

9.4.1 Aufgaben zum Verständnis:

1. Was versteht man unter Radioaktivität? Erkläre und nenne Beispiele!
2. Welche Arten von Strahlung gibt es? Welche Gefahren gehen davon aus?
3. Wie erklärst Du Dir den radioaktiven Zerfall?

9.4.2 Was ist Radioaktivität?

Wiederhole zuerst die Begriffe Ordnungszahl, Kernladungszahl und Massenzahl sowie das Modell zur Anziehung von geladenen Teilchen!²

9.4.3 Versuch von Henri Becquerel (1896)

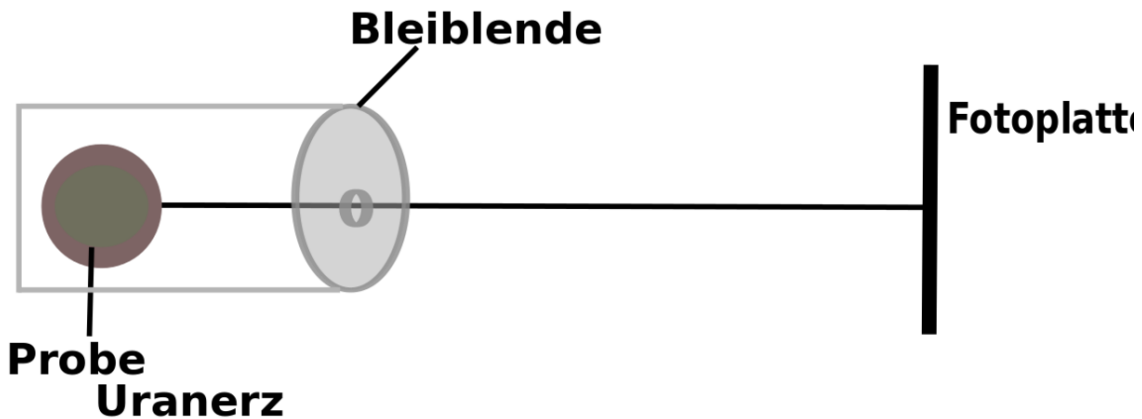


Abb. 82 Versuchsaufbau des Strahlungsnachweises von Uran beim Durchdringen einer Metallplatte

Einige Elemente geben eine unsichtbare Strahlung ab, welche Metalle (Hinweis Rutherford: sehr dünne Folien schon) nicht durchdringt, aber Fotoplatten schwärzt. Sie wird als Radioaktivität bezeichnet (griech.: „radius“ = Strahl).

9.4.4 Versuch zur Untersuchung der Strahlungsarten

Die Strahlung von 3 Proben wird durch eine Metallplatte gebündelt und durch ein Magnetfeld geleitet. Die Ablenkung im Magnetfeld wird gemessen.

Die Proben: a) ^{232}Th , b) ^{228}Ra , c) ^{224}Ra

² Was passiert, wenn Du Plastikfolie und Papier aneinander reibst? (Papier und Folie ziehen sich an, da sie gegensätzliche Ladungen haben. Folie und Folie hingegen stoßen sich ab (⇒ gleichsinnige Ladungen))

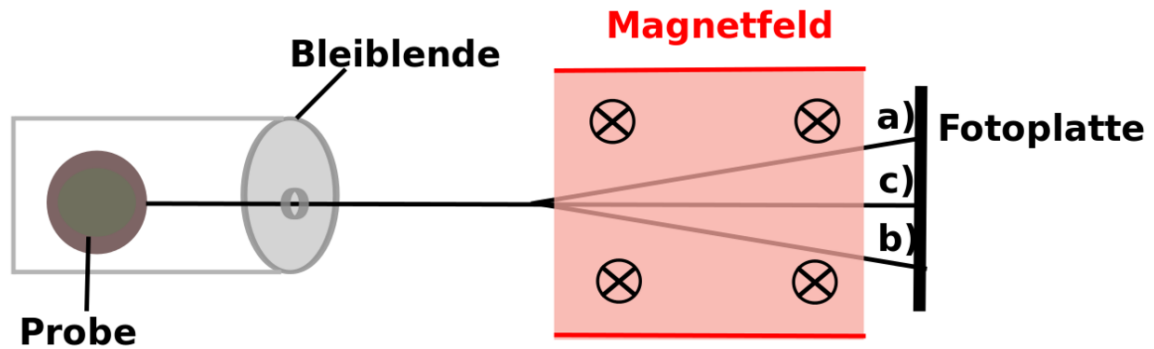


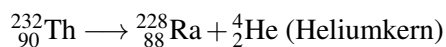
Abb. 83 Versuchsaufbau des Strahlungsnachweises verschiedener radioaktiver Proben beim Durchdringen einer Metallplatte und eines Magnetfeldes

Erklärung:

Richtung der magnetischen Feldlinien: in die Bildebene hinein.

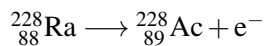
- α -Strahlen [a] werden nach oben abgelenkt (Rechte-Hand-Regel³).
- β -Strahlen [b] werden nach unten abgelenkt.
- γ -Strahlen [c] werden nicht abgelenkt.
- **α -Strahlen** bestehen aus positiv geladenen Heliumkernen: ($v = 10000\text{-}30000\text{ km/s}$),

Beispiel für Alpha-Zerfall:



- **β -Strahlen** bestehen aus Elektronen: ($v = 130\ 000\text{ km/s}$),

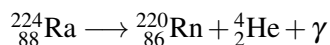
Beispiel für Beta-Zerfall:



- **γ -Strahlen** sind energiereiche, hochfrequente elektromagnetische Wellen, die den Röntgenstrahlen sehr ähnlich sind

Gammastrahlen werden meistens beim Alpha- oder Betazerfall zusätzlich emittiert.

Beispiel:



Merksatz

Atome sind also doch teilbar (gr. Atomos = das Unteilbare), allerdings findet dies nur in der Kernphysik Anwendung. In der Chemie nicht!

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Drei-Finger-Regel>

Merksatz

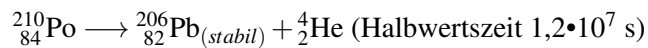
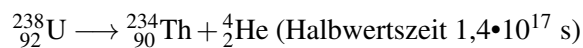
Radioaktive Atome sind in ihrem Grundaufbau instabil. Sie zerfallen in stabile Nukleonen und senden dabei energiereiche Strahlen aus. Unterschieden wird dabei nach den Zerfallsprodukten (und der Halbwertszeit).

9.4.5 Zerfallsarten

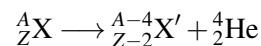
Tabellensammlung Chemie/ Tabelle der Isotope⁴

 α -Zerfall (Abstrahlung von He - Kernen)

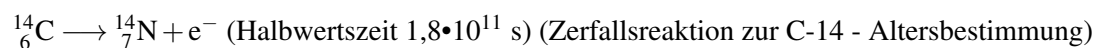
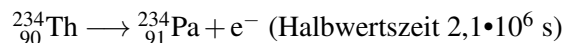
Abnahme von 2 Protonen und 2 Neutronen des strahlenden Nuklids



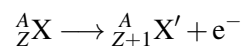
Allgemein:

 **β -Zerfall (Abstrahlung von Elektronen)**

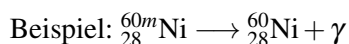
Bei Nukliden mit zu hohem Neutronen / Protonen - Verhältnis bewirkt die β -Emission eine Abnahme der Neutronenzahl um 1 und eine Zunahme der Protonenzahl um 1 (Umwandlung eines Neutrons in ein Proton und ein Elektron). Das Elektron stammt also nicht aus der Elektronenhülle, sondern aus dem Atomkern durch die Umwandlung eines Neutrons.



Allgemein:

 **γ -Strahlen**

Die Emission von Gammastrahlen allein ist nicht mit einer Änderung der Zusammensetzung des Atomkerns verbunden. Außer beim Alpha- und Betazerfall werden Gammastrahlen auch beim Übergang eines Atomkerns von einem energetisch angeregten Zustand in einen energetisch niedrigeren emittiert.

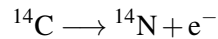


⁴ <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Tabelle%20der%20Isotope>

Neutronenstrahlen

sind energiereiche Neutronen ${}_0^1\text{n}$

9.5 C14 - Methode zur Altersbestimmung



Die Halbwertszeit ist der Zeitraum, in dem die Hälfte aller ursprünglich vorhandenen Atome zerfallen ist. Sie ist für jedes Isotop verschieden und von äußeren Bedingungen unabhängig.

Durch natürliche Radioaktivität existiert das Kohlenstoffisotop ${}^{14}\text{C}$. Es wird von allen Lebewesen mit der Nahrung aufgenommen, solange diese leben. Nach dem Tode kann man durch den „Restgehalt“ an ${}^{14}\text{C}$ bestimmen, wann das Lebewesen lebte.

Halbwertszeit ${}^{14}\text{C} = 5730$ Jahre

⇒ Von 100% ${}^{14}\text{C}$ sind nach 5730 Jahren nur noch 50% vorhanden.

⇒ Von 100% ${}^{14}\text{C}$ sind nach 11460 Jahren nur noch 25% vorhanden...

9.6 Massendefekt

Die Summe der Massen aller Elementarteilchen eines Atoms ist verschieden von der effektiven Atommasse. Die Differenz wird als Massendefekt bezeichnet.

9.6.1 Beispiel:

Summe der Protonen-, Elektronen- und Neutronenmassen:

$$\begin{aligned} m({}^{35}\text{Cl}) &= 17 \cdot (1,007277 \text{ u} + 0,0005486 \text{ u}) + 18 \cdot 1,008665 \text{ u} \\ &= 35,28901 \text{ u} \end{aligned}$$

Atommasse:

$$m({}^{35}\text{Cl})_{\text{eff}} = 34,96885 \text{ u}$$

Massendefekt:

$$m(^{35}\text{Cl}) - m(^{35}\text{Cl})_{\text{eff}} = 0,32016u$$

Nach $E = m \cdot c^2$ lässt sich aus dem Massendefekt die Bindungsenergie der Kernbausteine berechnen:

$$E = 0,32016 \cdot 1,66056 \cdot 10^{-27} \text{kg} \cdot 9 \cdot 10^{16} \text{m}^2 \text{s}^{-2}$$

$$E = 4,78 \cdot 10^{-11} \text{J pro Chloratom oder}$$

$$E = 1,37 \cdot 10^{-12} \text{J pro Nukleon des Chlors (1/35 von } ^{35}\text{Cl}).$$

$$\text{Mit } 1,60219 \cdot 10^{-19} \text{J} = 1 \text{eV}$$

ist die Kernbindungsenergie 8,5 MeV pro Nukleon des Chlor-35. Die Kernbindungsenergie in 1 g ^{35}Cl beträgt 229.000 kWh !

9.7 Die Atombombe

w:Atombombe⁵

Am 6. August 1945 wurde die japanische Stadt Hiroshima zerstört. Drei Tage später die Stadt Nagasaki, welches die damalige japanische Regierung zum Aufgeben und letztlich zum Ende des 2. Weltkriegs führte. Einer solchen Sprengkraft hatte kein Land der Welt etwas entgegenzusetzen.

Atombomben zählen zusammen mit Wasserstoff- und Neutronenbomben zu den Kernwaffen. Durch Atomspaltungen werden gewaltige Energiemengen frei, welche ein unvorstellbares Zerstörungspotential haben.

Bereits die ersten Kernwaffen mit nur 1%-iger Effizienz erreichten Explosionsenergien, die mehr als zehntausend Tonnen konventionellen Sprengstoffs entsprachen. Damit setzten sie genug Energie frei, um die japanischen Städte Hiroshima und Nagasaki fast vollständig zu zerstören und Hunderttausende von Menschen zu töten. Während des Kalten Krieges entwickelten vor allem die USA und die Sowjetunion Kernwaffen mit teilweise mehr als zehn Millionen Tonnen TNT-Äquivalent.

Die stärkste jemals explodierte Bombe war die sowjetische Zar-Bombe. Sie wurde am 30. Oktober 1961 bei einem atmosphärischen Kernwaffentest gezündet und setzte eine Energie von etwa 57.000 Kilotonnen (= 57 Megatonnen) TNT-Äquivalent frei. Zum Vergleich: die Hiroshima-Bombe hatte eine Sprengkraft von 13 Kilotonnen TNT. Eine Bombe mit derartiger Kraft hätte im Kriegseinsatz ganze Ballungsgebiete verwüstet. Die Temperatur, die bei einer nuklearen Explosion erzeugt wird, beträgt zwischen 200.000.000 °C und 300.000.000 °C.

Durch ihre große Zerstörungskraft, aber mehr noch durch die bei der Explosion freigesetzten radioaktiven Rückstände stellen Kernwaffen eine ernste existenzielle Bedrohung für die Menschheit und das Leben auf der Erde dar.

⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Atombombe>

9.8 Die Entwicklung der ersten Kernwaffen

Allgemein bekannt für ihre Arbeit bei der Entwicklung von Kernwaffen sind Robert Oppenheimer und Edward Teller. Der erste Wissenschaftler, der ernsthaft über den tatsächlichen Bau einer Kernwaffe nachdachte, war jedoch der Physiker Leó Szilárd.

Bereits im September 1933 dachte er an die Möglichkeit, mittels Beschuss durch Neutronen Atomkerne zu einer Kettenreaktion anzuregen. Diese Idee war zu jener Zeit noch sehr umstritten, später auf diesem Gebiet sehr erfolgreiche Forscher wie Ernest Rutherford, Enrico Fermi und Otto Hahn glaubten damals noch nicht daran, dass Atomkerne sich überhaupt spalten lassen.

Nach einigen Jahren der Grundlagenforschung (u.a. von Otto Hahn, Fritz Straßmann, Frédéric Joliot-Curie, Enrico Fermi) war es im Frühsommer 1939 soweit, dass die notwendigen theoretischen Grundlagen veröffentlicht waren, um bei ausreichender Verfügbarkeit von spaltbarem Uran eine Kernwaffe zu bauen.

Schon vor dem Beginn des Zweiten Weltkrieges am 1. September 1939 richteten die drei in den Vereinigten Staaten lebenden Physiker Leó Szilárd, Albert Einstein und Eugene Paul Wigner im August 1939 einen Brief an den damaligen US-Präsidenten Franklin D. Roosevelt, um ihn vor der Möglichkeit der Entwicklung einer Atombombe in Deutschland zu warnen und ihn im Gegenzug zu der Entwicklung einer eigenen Atombombe anzuregen.

Als die amerikanische Regierung davon überzeugt wurde, dass die Entwicklung einer Atombombe grundsätzlich möglich ist, und dass auch der Kriegsgegner Deutschland diese Möglichkeit besitzt, wurden die Forschungen intensiviert und führten schließlich zum amerikanischen Manhattan-Projekt, welches von Dr. J. Robert Oppenheimer geleitet wurde.

In Deutschland arbeiteten während des Zweiten Weltkrieges Wissenschaftler wie u. a. Werner Heisenberg, Carl Friedrich von Weizsäcker, Walther Gerlach, Kurt Diebner und Otto Hahn an der Entwicklung einer Atombombe.

10 Hauptgruppen des PSE

10.1 Übersicht

Das Periodensystem teilt sich in Perioden und Hauptgruppen auf. Elemente mit ähnlichen Eigenschaften stehen dabei oft übereinander. In diesem Kapitel wirst Du die Elemente der 1., 2., 7. und 8. Hauptgruppe etwas näher kennen lernen.

Hier sollte das Periodensystem stehen. Ein solches wird sehr wahrscheinlich von Orlando Camargo Rodriguez frei zur Verfügung gestellt werden. Dateiname: *tabela_pperiodica.tex* ist bereitsonline. Lizenz aber noch nicht genaue genug definiert. Wenn man mit der Maus über das Elementsymbol klickt, wird ein Artikel.

Ein vollständiges Periodensystem zum Ausdrucken auf ein DIN A4 Papier findet man unter Tabellensammlung Chemie/ Periodensystem¹.

10.2 Eigenschaften der Alkalimetalle

Die chemischen Elemente der 1. Hauptgruppe des Periodensystems (Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cäsium, Francium) werden auch als Alkalimetalle bezeichnet. Sie sind alle sehr reaktiv und besitzen alle ein einzelnes Valenzelektron. Der Name kommt vom Arabischen „Al-quali“, welches „aus Pflanzenasche“ bedeutet. Vermutlich haben sie ihren Namen durch das Element „Kalium“, welches ein Bestandteil der Pottasche ist.

Versuch		Beobachtung	Schlussfolgerung
1)	Schneiden von Na	Metallische Schnittfläche Anlaufen	Dichte < H ₂ O Metall, welches an der Luft sofort oxidiert
2)	Lithium wird auf Wasser gelegt, am Ende wird Indikator zugefügt	Lithium schwimmt der Indikator zeigt eine Lauge Gasentwicklung, heftige Reaktion	Dichte < H ₂ O ⇒ es ist eine Lauge Li + H₂O → LiOH + H₂ + E
3a)	Natrium wird auf Wasser gelegt	siehe oben + Abkugeln des Metalls	Dichte < H ₂ O ⇒ Metall schmilzt Na + H₂O → NaOH + H₂ + E

¹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Periodensystem>

3b)	Unter das Natrium wird etwas Filterpapier gelegt	Na kann sich nicht mehr bewegen, rote Flamme, explosionsartige Umsetzung	Entzündungstemperatur von H ₂ wird überschritten, da Hitze nicht rechtzeitig verteilt werden kann Na + H₂O → NaOH + H₂ +E
-----	--	--	--

Zu 3b: Man kann beweisen, dass H₂ tatsächlich entsteht, indem man das Gas auffängt und eine Knallgasprobe durchführt. Dieser Nachweis ist positiv.

Definition

Die Alkalimetalle findet man in der 1. HG des Periodensystems. Ausnahme: Wasserstoff ist kein Alkalimetall! Die Alkalimetalle reagieren heftig mit Wasser unter Bildung von Wasserstoff und der entsprechenden Lauge. Sie sind weich und können mit einem Messer geschnitten werden. Sie sind sehr unbeständig und reagieren mit vielen Stoffen äußerst heftig. Deswegen werden sie unter Schutzflüssigkeiten wie Paraffin oder Petroleum aufbewahrt.

10.2.1 Zusatzinformationen

w:Alkalimetalle² (w:Lithium³, w:Natrium⁴, w:Kalium⁵) lassen sich auch verbrennen:

Verbrennung von Li: **Li + O₂ → 2 Li₂O +E**

Wenn man dann die Rückstände im Reagenzglas mit Wasser reagieren lässt, entsteht wieder eine Lauge:

2 Li₂O + H₂O → 2 LiOH +E

10.3 Gemeinsame Eigenschaften der 1. Hauptgruppe

1. Alle Alkalimetalle haben ein Valenzelektron. Zum Erreichen der Edelgaskonfiguration reicht es, ein Elektron abzugeben. Dazu ist nur wenig „Ionisierungsenergie“ notwendig. (Die Energie, die zur Abspaltung eines Elektron benötigt wird, nennt man Ionisierungsenergie.)
2. Die Dichte nimmt vom Li zum Fr zu
3. Die Schmelztemperatur nimmt mit steigender Masse vom Li zum Fr ab
4. Abnahme der Elektronegativität und Abnahme der Elektronenaffinität
5. Die Atomradien nehmen vom Li zum Fr zu

² <http://de.wikipedia.org/wiki/Alkalimetalle>

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Lithium>

⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Natrium>

⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kalium>

6. Die Reaktivität der Metalle der 1. HG nimmt vom Li zum Fr zu. Rb und Cs explodieren sofort bei Wasserkontakt, Cs schon bei Kontakt mit Luft.

10.3.1 Warum nimmt Reaktivität zu?

Die Atomkerne werden zwar vom Li zum Fr immer größer, aber die Elektronenhülle wird um ein Vielfaches größer, da sie von Periode zu Periode mehr Elektronen „beherbergen“ muss. In der Konsequenz nimmt der Abstand vom positiven Kern zum negativen Valenzelektron zu und es wird immer leichter ein Elektron abzuspalten und Edelgaskonfiguration zu erreichen. Da also immer weniger Ionisierungsenergie benötigt wird, nimmt sie vom Li zum Fr ab. Entsprechend nimmt die Reaktivität zu.

Praktikum Anorganische Chemie/ Flammenfärbung⁶ Des weiteren zeigen Alkalimetalle und ihre Salze für jedes Element eine typische Flammenfärbung:

- Lithium(-salz) färbt Flammen rot,
- Natrium(-salz) färbt Flammen gelborange,
- Kalium(-salz) färbt Flammen violett,
- Rubidium(-salz) färbt Flammen rot
- und Caesium(-salz) färbt Flammen blauviolett.

Aufgrund dieser Flammenfärbung werden Alkalimetallverbindungen für Feuerwerke benutzt.

10.4 Die Erdalkalimetalle

Die Erdalkalimetalle sind die Elemente der 2. Hauptgruppe des Periodensystems:

Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium

In der Natur kommen sie vor allem in Salzen vor. Kalk (z. B. in Knochen) und Gips enthalten Calcium. Magnesium findet man auch im Blattgrün von Pflanzen und in den Muskeln von Säugetieren. Erdalkalimetalle kommen in der Natur nur gebunden vor, da sie sehr reaktionsfreudig sind.

10.4.1 1. Reaktionen mit Wasser

Versuchsbeschreibung Calcium und Magnesium werden mit Wasser vermischt

Beobachtung

1. Calcium

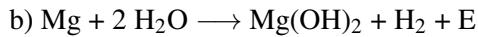
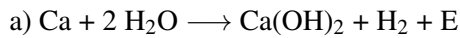
- Calcium beginnt nach wenigen Sekunden heftig mit Wasser zu reagieren
- die Heftigkeit der Reaktion nimmt zu
- Reaktionshitze
- Gasentwicklung
- weißes Produkt

⁶ <http://de.wikibooks.org/wiki/Praktikum%20Anorganische%20Chemie%2F%20Flammenf%24rbung>

2. Magnesium

- Magnesium reagiert nur mit heißem Wasser und wenn es von der Oxidschicht befreit wird.
- kleine Gasblasen

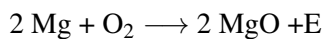
Beide Lösungen bilden eine Lauge



10.4.2 2. Reaktion mit Sauerstoff:

Versuchsbeschreibung Magnesium wird verbrannt

Beobachtung weiße helle Flamme



10.4.3 3. Flammenfärbung:

Ion	Ca	Sr	Ba
Farbe			

10.5 Gemeinsame Eigenschaften der 2. Hauptgruppe

Praktikum Anorganische Chemie/ Flammenfärbung⁷

- Die Härte der Erdalkalimetalle nimmt vom Beryllium zum Radium ab.
- Die Reaktionsfähigkeit der Erdalkalimetalle mit Wasser nimmt innerhalb der Hauptgruppe zum Barium hin zu.
- Auch Erdalkalimetalle und deren Salze färben die Brennerflamme:

Calcium färbt die Brennerflamme ziegelrot, Strontium karminrot Barium grün. Beryllium, Magnesium und Radium weisen keine Flammenfärbung auf.

10.5.1 Aufgaben:

1. Warum verzögert sich der Reaktionsbeginn?
2. Wie heißt der Reaktionstyp? Welches sind seine Kennzeichen?
3. Warum bilden alle Erdalkalimetalle zweifach positive Ionen?
4. In welcher Form treten Calciumverbindungen in der Natur auf?

⁷ <http://de.wikibooks.org/wiki/Praktikum%20Anorganische%20Chemie%2F%20Flammenf%4Erbung>

10.5.2 Zusatzinformationen:

w:Erdalkalimetalle⁸ (w:Magnesium⁹, w:Calcium¹⁰, w:Barium¹¹, w:Strontium¹²)

10.6 Die Halogene

Als Halogene (griech. „Salzbildner“) werden die Elemente der 7. Hauptgruppe des Periodensystems bezeichnet. Zu den Halogenen gehören die Elemente Fluor, Chlor, Brom, Jod, Astat. Allen Elementen ist gemeinsam, dass sie sieben Valenzelektronen haben und dass sie sehr reaktiv sind. In der Natur kommen sie vor allem in Form von Salzen vor.

10.6.1 Besonderheiten:

- Als Element liegen alle als zweiatomige Moleküle vor (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 ...)
- Alle Halogene sind sehr reaktionsfreudig
- Die Reaktivität nimmt von Fluor zu Iod ab
- Halogene reagieren gut mit Wasserstoff und bilden dabei Halogenwasserstoffe, die in Wasser gelöst zu Säuren werden
- Halogene reagieren auch gut mit Metallen

10.6.2 Fluor [F_2]

Das gelb-grüne Gas Fluor ist das reaktivste chemische Element überhaupt. Es reagiert mit fast allen Verbindungen, selbst mit Edelgasen sind u.U. Reaktionen möglich! Aus diesem Grunde ist es für alle Lebewesen sehr giftig¹³. In der Natur tritt es nur in Form von Fluoriden z. B. in Salzen auf.

Sein Name leitet sich über lat. fluor, »das Fließen«, von Flussspat ab, dem wichtigsten Mineral, das Fluor enthält.

Eigenschaften & Besonderheiten

- bei Raumtemperatur das stärkste beständige Oxidationsmittel.
- Es ist das elektronegativste Element
- Mit fast allen anderen Elementen bildet Fluor spontan Verbindungen. Selbst mit den Edelgasen Xenon und Radon und Krypton reagiert Fluor.

8 <http://de.wikipedia.org/wiki/Erdalkalimetalle>

9 <http://de.wikipedia.org/wiki/Magnesium>

10 <http://de.wikipedia.org/wiki/Calcium>

11 <http://de.wikipedia.org/wiki/Barium>

12 <http://de.wikipedia.org/wiki/Strontium>

13 Ein gewisser Schutz vor Fluorvergiftungen ist der sehr starke und äußerst unangenehme Geruch des Gases. (Achtung: Der nicht minder gefährliche Fluorwasserstoff ist geruchlos und daher extrem gefährlich!)

- Besonders heftige, explosionsartig verlaufende Reaktionen beobachtet man mit wasserstoffhaltigen, gasförmigen und flüssigen Verbindungen wie beispielsweise Wasser (H₂O) und Ammoniak (NH₃). So wird Wasser durch Fluor in Sauerstoff (O₂) und Fluorwasserstoff (HF) gespalten. Treibende Kraft hinter all diesen Reaktionen ist jeweils die äußerst exotherm verlaufende Bildung von Fluorwasserstoff.
- Aufgrund der sehr schwachen F-F-Bindung (die Bindungsenergie beträgt nur 38 kcal/mol), lässt sich Fluor thermisch leicht spalten. Schon bei 400 °C liegt Fluor in erheblichem Maße in atomarer Form vor.

Verwendung

In Zahnpasta, bei der Alu-Herstellung, Kühlmittel, Insektizide, Herbizide, Fungizide, als Kampfstoff in chemischen Waffen, 5-Fluoruracil (Medikament, welches Krebszellen abtötet), Schmiermittel für Festplatten in Computern, High-Energy-Treibstoff für Raketenmotoren, Bestandteil von PTFE (Polytetrafluorethylen, Handelsname: Teflon)

10.6.3 Chlor [Cl₂] (Chloros = Grün)

Menschen verwenden das bei Raumtemperatur gasförmige Chlor z. B. im Schwimmbad, im Trinkwasser oder in Reinigungsmitteln. Wenn man lange schwimmt, braucht man im Schwimmbad eine Chlorbrille. Wozu eigentlich?

Die Aufgabe des Chlors ist die Desinfektion (=Abtöten von Keimen). Chlor ist demzufolge ein sehr reaktionsfreudiges Element.

Worauf beruht diese Wirkung?

- Reaktion mit Wasser zu Salzsäure:
 - $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HCl} + \text{HOCl} + \text{E}$
 - $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{HCl} + \text{O}_2 + \text{E}$
- bleichende Wirkung
- riecht stechend
- Reagiert mit fast allen Metallen und Nichtmetallen ☹ eines der reaktionsfähigsten Elemente
- Chlor entzieht vielen Verbindungen den Wasserstoff
- In der Natur kommen 2 stabile Isotope von Chlor vor: ³⁵Cl, (ca. 75%) und ³⁷Cl.

Chlor eignet sich besonders gut als Oxidationsmittel

Vorkommen des Chlors

Chlor existiert in der Natur, da es ein sehr reaktionsfreudiges Element ist, nicht in elementarer Form, sondern kommt nur als Halogenid (z. B. in Salzen) vor.

Im Menschen kennt man folgende Chlorverbindungen: NaCl, KCl, MgCl₂, HCl im Magen

Weitere Verwendung:

- Bleichmittel (beispielsweise früher in der Papierindustrie).
- Ausgangsstoff für zahlreiche Chemikalien (z. B. PVC, Salzsäure)
- Chlor wird als preiswertes Desinfektionsmittel für das Trinkwasser eingesetzt.
- Chlorgas wurde im ersten Weltkrieg in Belgien als Kampfgas eingesetzt, mit vielen Toten und zahlreichen, teilweise lebenslang, geschädigten Soldaten.
- Biologisch besitzt Chlor in Form von Chlorid als Bestandteil von Salzen eine große Bedeutung. Aufgenommen wird es vor allem über die Nahrung (z. B. in Form von Kochsalz (Natriumchlorid) - täglich zwischen 3 -12 g Chlorid). Die Ausscheidung erfolgt über Niere und Schweiß.
- Chlorid ist notwendig zur Produktion von Magensäure und zur Aufrechterhaltung der Osmose im Organismus.

Zusatzinformationen:

w:Halogenide¹⁴ (w:Fluor¹⁵, w:Chlor¹⁶, w:Brom¹⁷, w:Iod¹⁸)

10.6.4 Brom [Br₂]

Brom ist das einzige bei Raumtemperatur und Normaldruck flüssige Nichtmetallelement. Es ähnelt in vielen seiner Eigenschaften dem Chlor, nur ist es weniger reaktiv. Auf Grund seines stechenden Geruchs schlug Joseph Louis Gay-Lussac den Namen Brom (von altgriechisch brómos = Gestank) vor. Es ist äußerst giftig, seine Dämpfe sollten nicht eingeatmet werden, die Flüssigkeit sollte nicht die Haut berühren.

- Brom kommt ebenso wie auch Chlor und Fluor in der Natur nur in Verbindungen vor. (v. a. als Natriumbromid im Meerwasser).
- Die rotbraune Flüssigkeit bildet schon bei Raumtemperatur stark stechend riechende, schwere Dämpfe, die noch giftiger sind als Chlor.
- Festes (gefrorenes) Brom ist dunkelbraun
- In Wasser löst es sich eher schlecht und reagiert dann noch durch Licht unter Sauerstoffentwicklung zu Bromid.
- Brom reagiert mit Wasserstoff zu Bromwasserstoff
- Mit vielen Metallen (z. B. Aluminium) reagiert es sehr exotherm unter Bildung des jeweiligen Bromides.
- Feuchtigkeit erhöht die Reaktivität des Broms stark.
- Brom stellt ein mittelstarkes Oxidationsmittel dar.
- Ist weniger reaktiv als Chlor, kann deshalb von Chlor aus seinen Verbindungen verdrängt werden.
- Neben Hg das einzige bei Raumtemperatur flüssige Element

14 <http://de.wikipedia.org/wiki/Halogenide>

15 <http://de.wikipedia.org/wiki/Fluor>

16 <http://de.wikipedia.org/wiki/Chlor>

17 <http://de.wikipedia.org/wiki/Brom>

18 <http://de.wikipedia.org/wiki/Iod>

Verwendung der Bromverbindungen

- Flammschutzmittel für (Elektronik-)Platinen
- Schädlingsbekämpfung
- Anti-Wurmmittel
- Desinfektionsmittel (ist milder als Chlor)
- Silberbromid als Bestandteil des lichtempfindlichen Films bei analogen Kameras
- Farbstoffe
- Bromhaltiger Kautschuk zur Herstellung „luftdichter“ Reifen
- Tränengas

10.6.5 Iod [I₂] [veilchenfarben]

- Iod ist ein leicht grau metallisch glänzender Feststoff, der schon bei geringer Erwärmung violette Ioddämpfe bildet.
- I₂ kommt nur als Iodid vor (und das auch nur in geringen Mengen)
- Iod sublimiert, d. h. wenn es schnell erhitzt wird, so geht es vom festen Zustand direkt in den gasförmigen über. Der Grund hierfür ist, dass der Schmelzpunkt (114 °C) und der Siedepunkt (184 °C) dicht beieinander liegen und es sogar unterhalb der Schmelztemperatur schon verdunstet!.
- Es wirkt desinfizierend
- Iod ist wenig reaktiv. Es reagiert mit einigen Metallen:
 - $\text{Zn} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{ZnI}_2 + \text{E}$
 - $\text{Mg} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{MgI}_2 + \text{E}$
- zu finden im Seetang, so dass schon vor 2000 Jahren Schilddrüsenkranken und an Kropf Erkrankten Seetang als Medizin gegeben wurde.
- Verwendung von Silberiodiden und Silberbromid für analoge Filme
- Farbstoffe
- für Menschen ist Iodid ein lebensnotwendiges Spurenelement \Rightarrow deshalb essen wir Iodsalz!
- es kann Polyhalogenidverbindungen bilden. Dabei verbinden sich in Wasser gelöste I₂-Moleküle mit einem Iodid-Anion zum einfach negativ geladenen I³⁻-Ion.
- wenn sich das I³⁻-Ion in Stärke (-Helices) einlagert, färbt es sich intensiv Blau - fast schwarz. (=Iod-Stärke-Nachweis).

10.7 Gemeinsame Eigenschaften der Elemente der 7. Hauptgruppe

- Alle Halogene sind Nichtmetalle bis auf das Halbmetall Iod und das Metall Astat
- Ihr Name leitet sich vom griechischen Halos (=Salz) ab und bedeutet „Salzbildner“
- Halogene kommen vor allem in Verbindungen mit Natrium in Form von Salzen vor. (z. B.: NaF, NaCl, NaBr, NaI)
- große Ähnlichkeiten innerhalb der Gruppe
- allen fehlt ein Elektron zur Edelgaskonfiguration
- Die Elektronegativität sinkt mit zunehmender Elektronenzahl: Cl₂ > Br₂ > I₂ > At₂
- Reaktivität bei Verbindung mit Metallen nimmt von F₂ zum I₂ ab.

- Mit Silbernitrat können Chlorid, Bromid und Iodid nachgewiesen werden. Es entsteht immer ein flockiger Niederschlag von einem Silberhalogenid. AgCl ist weiß, AgBr ist leicht weiß-gelblich und AgI ist satt gelb.
- sie reagieren gut mit Wasserstoff und bilden dabei Halogenwasserstoffe, die in Wasser gelöst zu Säuren werden (HF, HCl, HBr, HI)
- Sie bilden je Element (hier X für das jeweilige Element) vier Arten von Sauerstoffsäuren:

allg. Formel		z.B. die Chlor-Sauerstoffsäuren	
HXO	Hypohalogenige Säure	HClO	Hypochlorige Säure
HXO ₂	Halogenige Säure	HClO ₂	Chlorige Säure
HXO ₃	Halogensäure	HClO ₃	Chlorsäure
HXO ₄	Perhalogensäure	HClO ₄	Perchlorsäure

10.8 Edelgase

Die Elemente der 8. Hauptgruppe (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon) werden als Edelgase bezeichnet. Sie sind farb- und geruchlose Gase, die (fast) nicht reagieren. Der Grund hierfür ist, dass sie voll besetzte Elektronenwolken besitzen.

Die Edelgase werden durch fraktionierte Destillation aus Luft dargestellt. Helium kann außerdem aus Erdgas gewonnen werden, in dem es zu ca. 8% vorkommen kann¹⁹. Bei der Abkühlung auf -205 °C bleibt nur Helium gasförmig zurück.

10.8.1 Verwendung

- Edelgase werden für Leuchtreklamen verwendet, da sie in Gasentladungsröhren charakteristische Farben ausstrahlen:

Helium: weiß

Neon: rot

Argon: violett

Krypton: gelbgrün

Xenon: violett

Radon: weiß

- Beim Tauchen wird als Atemgas Helium und Sauerstoff gemischt, da sich bei hohen Drücken weniger Helium im Blut löst als Stickstoff und somit die Gefahr der Taucherkrankheit vermindert wird.
- Argon wird als Inertgas beim Schutzgas-Schweißen verwendet.
- die Reaktionsträgheit der Edelgase wird in Glühlampen eingesetzt, um eine Reaktion des Wolframdrahtes mit z. B. Luftsauerstoff zu verhindern. Im Vergleich zum Vakuum hat ein durch Edelgas

¹⁹ einen hohen Heliumanteil im Erdgas können vor allem amerikanische Quellen vorweisen

geschütztes System den Vorteil, dass der Wolframdraht auch bei großer Hitze nicht gut verdampfen kann.

- ähnliche Verwendung findet Helium als Schutzgas beim Schweißen
- Helium wird außerdem bei der Befüllung von Ballons verwendet
- Flüssiges Helium ist ein sehr gutes Kühlmittel, da es den tiefsten Siedepunkt aller Substanzen hat. (-268,93°C)²⁰
- Unter ganz bestimmten Bedingungen können sich Edelgase mit dem sehr reaktiven Fluor vereinigen. Es gibt aber nur wenige Beispiele für diese exotischen Verbindungen: XeF₆, XeF₄, XeF₂, KrF₂
- nach dem Einatmen von Helium ändert sich die eigene Stimme zu einem hohen Piepsen

10.8.2 Zusatzinfos:

w:Helium²¹, w:Neon²², w:Argon²³, w:Krypton²⁴, w:Xenon²⁵, w:Radon²⁶

10.9 Helium

nach w:Helium²⁷

Helium (hélios = Sonne) ist das leichteste aller Edelgase. Das farblose, geruchs- und geschmackslose sowie ungiftige Gas ist reaktionsträge, geht also nur wenige bekannte chemische Reaktionen ein. Anwendung findet Helium zum Beispiel in flüssiger Form als Kühlmittel, in gasförmigem Zustand vermag es als Traggas für Ballons und Luftschiffe zu dienen.

Helium ist nach Wasserstoff das chemische Element mit der geringsten Dichte, d.h. es lässt sich gut als Auftriebsgas für Ballons benutzen. Außerdem besitzt es die niedrigsten Schmelz- und Siedepunkte aller Elemente. Daher existiert es nur unter sehr starkem Druck oder in großer Kälte als Flüssigkeit oder Feststoff.

Helium ist ein Edelgas, das heißt, dass dieses Gas aufgrund seiner voll besetzten äußersten Elektronenschale chemisch sehr reaktionsträge ist. Es ist jedoch möglich, unter extremen Bedingungen eine chemische Verbindung von Helium mit einem Proton (HeH)⁺ zu erzeugen. Diese Verbindung ist bei Normalbedingungen sehr instabil und kann nicht in Form eines Salzes wie HeH⁺X⁻ isoliert werden.

Helium kann nur unter großem Druck und bei sehr niedrigen Temperaturen zu einem durchsichtigen Feststoff verfestigt werden. Festes Helium benötigt eine Temperatur von 1 bis 1,5 K und ungefähr 26 bar an Druck. Festes Helium bildet kristalline Strukturen aus.

20 Die beiden Isotope des Helium unterscheiden sich in der Fähigkeit, andere Stoffe abzukühlen. Mit 4He lassen sich durch Verdampfungskühlen Temperaturen bis etwa 1K erreichen. Das Isotop 3He erlaubt den Einsatz als Kühlmittel bis etwa 1 mK!

21 <http://de.wikipedia.org/wiki/Helium>

22 <http://de.wikipedia.org/wiki/Neon>

23 <http://de.wikipedia.org/wiki/Argon>

24 <http://de.wikipedia.org/wiki/Krypton>

25 <http://de.wikipedia.org/wiki/Xenon>

26 <http://de.wikipedia.org/wiki/Radon>

27 <http://de.wikipedia.org/wiki/Helium>

10.9.1 Verwendung:

Unter hohem Druck abgefülltes Helium ist frei verkäuflich und wird aus Erdgas gewonnen.

- Helium-Sauerstoff-Gemische (80:20) dienen für Asthmatiker als Beatmungsgas - die Viskosität (=Flüssigkeitseigenschaften) des Gasgemisches ist wesentlich geringer als die von Luft und es lässt sich daher leichter atmen.
- Beim Tauchen werden verschiedene Gemische mit Helium (z. B. aus Sauerstoff, Stickstoff und Helium) als Atemgas verwendet.
- Da Helium nur ein Siebtel der Dichte von Luft hat, dient es auch als Traggas für Ballons oder Luftschiffe.
- In der Schweißtechnik wird Helium in Reinform oder als Zumischung als Schutzgas eingesetzt, um die Schweißstelle vor Sauerstoff zu schützen. Durch die hohe Hitze würde Sauerstoff sonst eine Schweißnaht leicht wieder oxidieren.
- Technisch wird verflüssigtes Helium als Kühlmittel zum Erreichen tiefer Temperaturen (-272 bis -268 °C) eingesetzt
- Gerade beim Einsatz von supraleitenden Magneten dient Helium als Kühlmittel. Praktische Anwendungen sind hier die Kernspintomographie (MRT), die Magnetoenzephalographie (MEG) in der Medizintechnik sowie die Magnetresonanzspektroskopie (NMR) in der Forschung.
- Helium wird in der Raketentechnik eingesetzt, um bei pumpgeförderten Flüssigtreibstoffraketen den verbrauchten Treibstoff zu ersetzen, damit die dünnwandigen Treibstofftanks der Raketen nicht implodieren, wenn der Treibstoff von den Treibstoffpumpen der Triebwerke aus den Tanks gesaugt wird.
- Helium wird in zwei Lasertypen eingesetzt: dem Helium-Neon-Laser und dem Helium-Cadmium-Laser.

10.10 Tendenzen im PSE

Um schnell mal einen Überblick über die Elemente des PSE zu bekommen ist es gut, wenn man ein paar tendenzielle Regeln über die Zusammenhänge kennt. Dein neues Wissen über die Elementhauptgruppen kann Dir helfen, ein paar Regeln abzuleiten.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	ELEMENTPERIODE							
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 84 Erklärung was ist was im Periodensystem

10.10.1 Regeln:

- Die **Protonenzahl** nimmt innerhalb einer Periode zu.
- Alle Elemente der gleichen Hauptgruppe haben die gleiche Anzahl an **Außenelektronen**.
- Alle Außenelektronen der Elemente einer Periode befinden sich in der gleichen Elektronenwolke, d. h. sie haben die gleiche Energiestufe.
- Der **Atomradius** nimmt innerhalb einer Periode immer ab, da die Anzahl an Protonen zunimmt und diese somit stärker an den Elektronen ziehen.
- Innerhalb der Hauptgruppe nimmt der **Atomradius** zu, weil von Element zu Element eine weitere Elektronenwolke vorliegt und somit sich die Elektronen immer weiter vom Atomkern entfernen.
- Die **Elektronegativität** ist bei Fluor am größten. Sie ist definiert mit dem Wert 4. Vom Fluor nimmt sie nach „links“ in Richtung zu den Metallen und nach „unten“ hin ab. Cäsium hat somit die geringste Elektronegativität.
- Der **Metallcharakter** beschreibt, wie metallisch ein Metall ist, also auch die Fähigkeit der Metallatome Elektronen abzugeben. Cäsium ist das „metallischste“ Element. Der Metallcharakter nimmt also vom Cs zum Li und vom Li zum At ab. Mit anderen Worten nimmt er innerhalb von Hauptgruppen zu und im Verlauf der Perioden ab.
- Die Anzahl an Protonen im Kern wird auch als **Kernladung** bezeichnet. Sie nimmt innerhalb der Periode zu.
- Die **Ionisierungsenergie** ist die Energie, die man benötigt um einem Atom ein Elektron zu entreißen. Sie ist stark von der Anziehungskraft zwischen Atomkern und dem zu entfernenden Elektron abhängig. Sie kann also durch die Coulomb-Formel berechnet werden: $F_{\text{Anziehung}} = \frac{k^+ * e^-}{r^2}$

Also steigt die Ionisierungsenergie innerhalb einer Periode an, weil die Kernladungszahl k_+ zunimmt. Innerhalb einer Hauptgruppe sinkt die Ionisierungsenergie von oben nach unten ab, weil der Abstand r zwischen Kern und Elektron immer größer wird. Beim Übergang von einer Periode zur nächsten, z. B. vom Neon zum Natrium, nimmt die Ionisierungsenergie stark ab, weil sich das zu entfernende Elektron in einer neuen, vom Atomkern entfernteren Elektronenwolke befindet.

10.10.2 Zusatzinformationen:

w:Coulombsches Gesetz²⁸

10.11 Anordnung der Metalle und der Nichtmetalle im heutigen PSE

10.11.1 Das Periodensystem der Elemente

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 85 vereinfachtes PSE

Das Periodensystem

Im PSE sind die Elemente nach steigender zeilen-weise angeordnet. Elemente mit ähnlichen Eigenschaften stehen dabei untereinander. Das PSE ist aufgebaut aus acht

²⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Coulombsches%20Gesetz>

..... und sieben Zwischen der zweiten und der dritten Hauptgruppe befinden sich die sowie die Actinoide und die Lanthanoide.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		E L E M E N T A R G R U P P E						
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 86 Elementargruppe im PSE

Elementgruppe

Entsprechend der Anzahl an unterscheidet man 8 Haupt-gruppen. Alle einer HG haben dabei die gleiche Anzahl an Außen-elektronen. Dabei zeigen die Elemente einer Gruppe oft abgestufte Einige Hauptgruppen tragen besondere Namen: 1. HG:Alkali-Metalle 2. HG 6. HG: Chalkogene 7. HG 8. HG

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2	E L E M E N T P E R I O D E							
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 87 Elementarperiode im PSE

Elementperiode:

Eine Periode ist eine Zeile im Periodensystem. Alle Elemente einer Periode haben die gleiche Anzahl an Elektronenwolken. Innerhalb der Elementperiode nimmt von Element zu Element die und die um den Faktor zu. Die erste Periode, enthält nur die zwei Elemente und

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 88 Halbmetalle im PSE

Metalle:

Metalle zeichnen sich durch die Eigenschaften, und durch aus. Bei Metallen liegen positive mit frei beweglichen vor. Diese Anordnung bezeichnet man als

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 89 Nichtmetalle im PSE

Nichtmetalle:

Die Nichtmetalle zeigen keine metallischen Sie sind z.B. spröde und leiten nicht den elektr. Strom (eine Ausnahme dazu ist). Einige liegen als mehratomige Moleküle vor (O₂, N₂, H₂ sowie die Elemente der 7. HG: F₂, Cl₂, Br₂, I₂ sowie O₃, P₄, S₈).

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 90 Halbmetalle im PSE

Halbmetalle:

Halbmetalle stehen zwischen den und den Dementsprechend zeigen sie Eigenschaften, die „dazwischen“ liegen, wie z.B. mittlere Leitfähigkeit. Bei Normalbedingungen sind sie alle Besondere Verwendung finden sie in der Halbleiterindustrie als von Widerstände, Transistoren und Computerspeicher

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	A L K A L I M E T A L L E							
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 91 1.Hauptgruppe

Die Alkalimetalle (1. Hauptgruppe)

Die Elemente der ersten HG (außer !) bezeichnet man als Alkali-metalle. Sie besitzen nur ein Sie zeichnen sich durch,, und aus

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		ERDALKALIMETALLE						
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 92 2.Hauptgruppe

Die Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe)

Alle Elemente dieser HG haben 2 Einige Erdalkali-metalle sowie die Alkalimetalle zeigen charakteristische: Ca rot, Sr karminrot und Ba grün). und zeigen keine Flammenfärbung. Die der Erdalkalimetalle mit Wasser nimmt innerhalb der HG zum hin zu. Es entstehen bei dieser Reaktion und Hydroxidlösungen.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							HALOGENE	
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 93 7.Hauptgruppe

Die Halogene (7. Hauptgruppe)

Innerhalb der Gruppe nehmen Schmelz- und Siedepunkte zu. \Rightarrow Fluor und Chlor liegen als, Brom als und Iod liegt als vor. Mit Metallen bilden sie Deshalb werden sie auch als bezeichnet.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								E D E L G A S E
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Abb. 94 8.Hauptgruppe

Die Edelgase (8. Hauptgruppe)

Die Elemente der 8. HG nicht mit anderen Elementen - sie sind sehr reaktionsträge. Sie sind farb- und geruchlose, nicht brennbare und kaum wasserlösliche Gase. Sie kommen nur vor, da sie chemisch nahezu keine eingehen können.

Man findet Edelgase in der zu einem geringen Anteil.

10.12 Wiederholungsfragen Kapitel 9: Gruppen des PSE

(Tipp: Wiederhole das Arbeitsblatt: „das Periodensystem der Elemente²⁹“)

1. Wo befinden sich im PSE die Metalle bzw. die Nichtmetalle? Welches sind die Nichtmetalle?
2. Welche Elemente gehören zu den I) Alkalimetallen, II) Erdalkalimetallen, VII) Halogenen, VIII) Edelgasen?

3. Beschreibe die im UR durchgeführten Versuche mit Alkalimetallen. Erstelle dann eine Reihenfolge ihrer Reaktivität. Wie würde es innerhalb der Hauptgruppe weitergehen?
4. Kannst Du mit eignen Worten erklären, warum die Reaktivität zunimmt?
5. Wie reagieren Erdalkalimetalle mit Wasser und mit Sauerstoff?
6. Erstelle zu den ersten beiden Hauptgruppen jeweils eine Reaktionsgleichung für die Reaktion mit Wasser bzw. mit Sauerstoff!
7. Mit welchem Oberbegriff kann man die Verbrennungsprodukte der Alkalimetalle und der Erdalkalimetalle bezeichnen?
8. Warum verzögert sich der Reaktionsbeginn der Reaktion mit Wasser bei Calcium?
9. In welcher Form treten Verbindungen von Alkalimetallen und Erdalkalimetallen in der Natur auf? Nenne zu jedem Element zwei Beispiele und markiere dabei für menschliches Leben besonders wichtige!
10. Halogene werden auch als „Horror cabinet“ des PSE bezeichnet. Kannst Du dir denken warum?
11. Nenne Eigenschaften & Besonderheiten zu den ersten vier Halogenen!
12. Wozu werden Halogene von Menschen verwendet? In welcher Form sind sie lebenswichtig?
13. Erstelle eine Übersicht mit gemeinsamen Eigenschaften der 7. Hauptgruppe.
14. Als Nichtmetalle bilden Halogene nebn den Dir bereits bekannten auch sauerstoffhaltige Säuren. Ein typischer Vertreter ist die Chlorsäure (HClO_3). Beschreibe seine Herstellung aus den Elementen.
15. Erstelle eine Übersicht über Eigenschaften und Verwendung der Edelgase!
16. Beschreibe mit Deinen Worten die folgenden „Tendenzen“ im PSE: Protonenzahl, Außenelektronen, Atomradius, Metallcharakter, Kernladung
17. Ist Natrium ein Metall? Welche typischen Metalleigenschaften erfüllt es, welche nicht?
18. Ein Stück Natrium wird auf Wasser gelegt. Beschreibe die Reaktion. Stelle die Reaktionsgleichung auf. Liegt eine Redoxreaktion vor?
19. Ist die folgende Aussage richtig? „Die Alkalimetalle zeigen eine Abstufung der Eigenschaften“. Gilt diese Aussage auch für die Halogene?

10.13 Hilfe zum Auswendiglernen

Eine mögliche Hilfe zum Auswendiglernen der Hauptgruppenelemente sind die folgenden Sätze. Noch besser sind natürlich selbst gemachte Merksprüche.

10.13.1 Hauptgruppen

- 1. Heiße Liebe Nachts Kann Räuber (beim) Cusehn Freuen.
- 2. Bei Maggie Cann Sir Baltimore Rackern.
- 3. Bauer Alex Gafft Ins Tal.
- 4. Claus Sieht Gerne Seinen Pflaumenbaum.
- 5. N' PAsS(b)Bild (Ein Passbild genuschelt ausgesprochen).
- 6. Otto Sucht Seinen Teller Pommes.
- 7. Fluor, Chlor, Brom und Iod - Alle Mäuse Tot!
- 8. Hey, Neun Araber Kriegen Xen (10) Radieschen.

10.13.2 Perioden

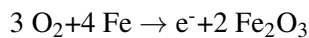
- 2. LiBeBCNOFNe lässt sich aussprechen: LIEbe BERTa Bitte Comme Nicht Ohne Fahrrad, NE?!
- 3. NaMgAlSiPSClAr auch ein interessantes Fantasiewort

11 Metalle und Redoxreaktionen & Energiediagramm

11.1 Wiederholung aus der 8. Klasse - Beispiele für Oxidationen

Rosten von Eisen

Sauerstoff +Eisen → Energie+Eisenoxid



Verbrennung von Kohlenstoff

Sauerstoff +Kohlenstoff → Energie+ Kohlenstoffdioxid $\text{O}_2 + \text{C} \rightarrow \text{e}^- + \text{CO}_2$

Oxidation von Kupfer

Sauerstoff +Kupfer → Energie+ Kupferoxid $\text{O}_2 + \text{Cu} \rightarrow \text{e}^- + \text{CuO}$

Oxidation = Vereinigung mit Sauerstoff

Sauerstoff+Stoff x → Energie+ Stoff x-oxid

11.2 Die Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff - eine Redoxreaktionen

Seit ca. 2 Milliarden Jahren gibt es Sauerstoff auf unserem Planeten. Metalle sind seit der Entstehung unseres Planeten vorhanden. Da fragt man sich natürlich, in welcher Form eigentlich so wichtige Metalle wie Eisen oder Kupfer vorliegen? Durch Jahrtausenden des Kontaktes mit Sauerstoff liegen sie natürlich in oxidiertem Zustand vor. Die Oxide sind in der Regel für die Menschen nicht zu gebrauchen gewesen, da sie oft Verunreinigt und noch dazu Spröde sind. Die Menschen zogen Waffen und Gegenstände aus Stein vor. Demzufolge nannte man diese Periode der Geschichte auch Steinzeit.

Aber 3000 Jahre v.Chr. änderte sich das plötzlich. Die Waffen der sich bis dahin mit Faustkeilen bewaffneten Steinzeitmenschen hatten sich verändert. Ab der Bronzezeit vor ca. 5000 Jahren hat der Mensch Metallwerkzeuge hergestellt. Was muss passiert sein? Die Menschheit hatte eine ihrer wichtigsten Erfindungen gemacht - sie konnte aus Kupferoxid das Metall Kupfer herstellen und dieses weiter zu Bronze verarbeiten. Bronze war dem Stein natürlich überlegen, da sie formbar war.

Also welche Leistung hat der Mensch am Übergang von der Stein- zur Bronzezeit vollbracht?

⇒ Oxidation muss umgekehrt worden sein

Was ist also das Ziel aus chemischer Sicht? (Wenn eine Oxidation die Vereinigung mit Sauerstoff ist...)

⇒ Die Abgabe/ Entzug von Sauerstoff aus dem Metalloxid (=Reduktion)

11.3 2. Reaktion von Kupferoxid mit Wasserstoff

Versuchsbeschreibung

(Schwarzes) Kupferoxidpulver wird im Wasserstoffstrom erhitzt.¹

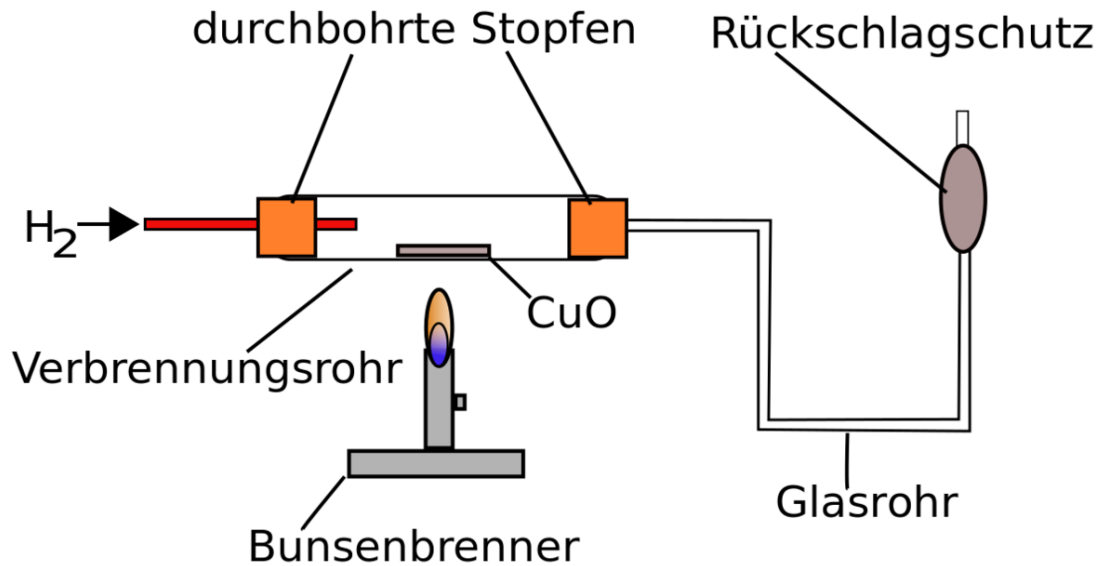


Abb. 95 Versuchsaufbau Reaktion von Kupfer und Wasserstoff

Beobachtung Flamme wird kleiner, rötliches Produkt, Kondenswasser im Glasrohr, exotherme Reaktion

Was ist mit dem Kupferoxid geschehen? Es hat seinen Sauerstoff abgegeben!

¹ Sicherheitsvorschriften beachten - Knallgasprobe mehrfach durchführen und S. erklären

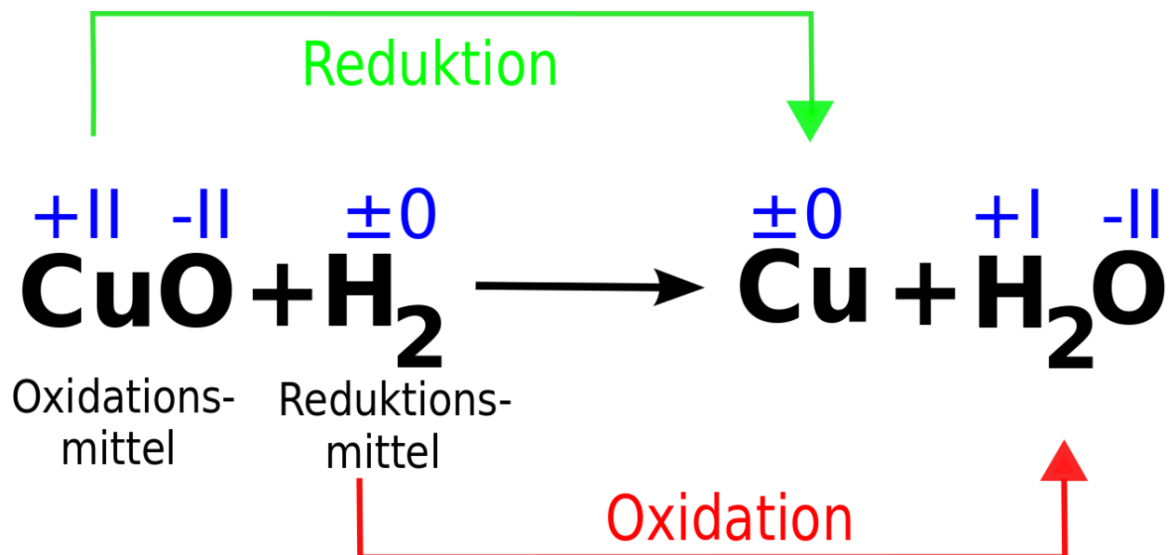


Abb. 96 Redoxreaktion von Kupfer und Wasserstoff

Definition

Die Abgabe (bzw. den Entzug) von Sauerstoff nennt man Reduktion. Die Reduktion ist der gegenläufige Prozess zur Oxidation.

Definition

Wasserstoff ermöglicht diese Reduktion, indem es den Sauerstoff aufnimmt. Wasserstoff ist somit ein „Reduktionsmittel“. Das Reduktionsmittel wird immer selbst oxidiert.

11.4 Redoxreaktionen

Einem 8. Klässler, wäre allerdings am Ende der 8. Klasse noch etwas anderes aufgefallen. . . Fällt Dir nichts auf? Na klar, es findet doch auch eine Oxidation statt. Wasserstoff vereinigt sich schließlich mit Sauerstoff \Rightarrow es liegt beides vor.

Das führt zu folgendem Rätsel: Muss immer beides vorliegen? Ist dies nun ein Sonderfall, oder gar ein Irrtum?

Diese Frage zu beantworten ist recht einfach, wenn Du Dir einen Vergleich vorstellst: Du bekommst Taschengeld von Deinen Eltern. Zum Austausch eines Geldscheins gehören immer zwei Leute. Einer der den Schein aufnimmt und einer, der ihn abgibt, oder? Es ist nicht nur etwas Dir passiert, sondern auch mit dem der Dir Taschengeld gibt. Du wirst reicher, die andere Person ärmer.

\Rightarrow

Merksatz

Reduktion und Oxidation liegen immer gekoppelt vor. Man nennt diese Art der Sauerstoffaustauschreaktion Redoxreaktion.

Wie kann man nun eine Redoxreaktion erkennen?

⇒

Merksatz

Auch das ist einfach: Das Merkmal einer solchen Redoxreaktionen ist die Sauerstoffübertragung zwischen den Reaktionspartnern.

11.5 Historische Herstellung von Kupfer aus Kupferoxid

Menschen in der Bronzezeit hatten keinen Wasserstoff als Red-Mittel², sondern sie verwendeten ein anderes vorhandenes Reduktionsmittel. Nur welches Element vereinigt sich leicht mit Sauerstoff und reagiert dabei am besten zu einem Gas (damit keine Verunreinigungen entstehen)?

Die Menschen nahmen damals Kohlenstoff. Man hat ihn damals noch überirdisch gefunden und musste nicht tief graben.

15 Minuten

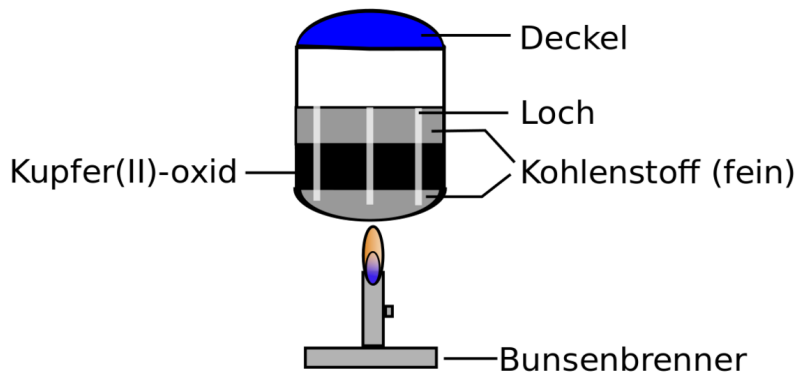


Abb. 97 Versuchsaufbau der Historischen Kupferoxidherstellung

Versuchsbeschreibung

In einer Verbrennungsschale wird Kohlenstoff (fein) verteilt und eine Mulde gebildet. Hinein wird schwarzes Kupfer(II)-oxid gefüllt. Alles wird leicht mit C bedeckt. Mit einem feinen Stab (z.B. Schaschlikstab) werden wenige Löcher hineingestochert! 10-15 min bei geschlossenem Deckel erhitzen! Dann alles in ein Becherglas mit Wasser kippen, damit es sauber wird.

Beobachtung Exotherme Reaktion, rötliches Produkt am Boden, Eine anschließende Untersuchung des entstehenden Gases mit Kalkwasser zeigt eine Trübung des Kalkwassers.

² Es wurde Malachit verwendet ($\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$), welches beim Erhitzen in Kupferoxid überging

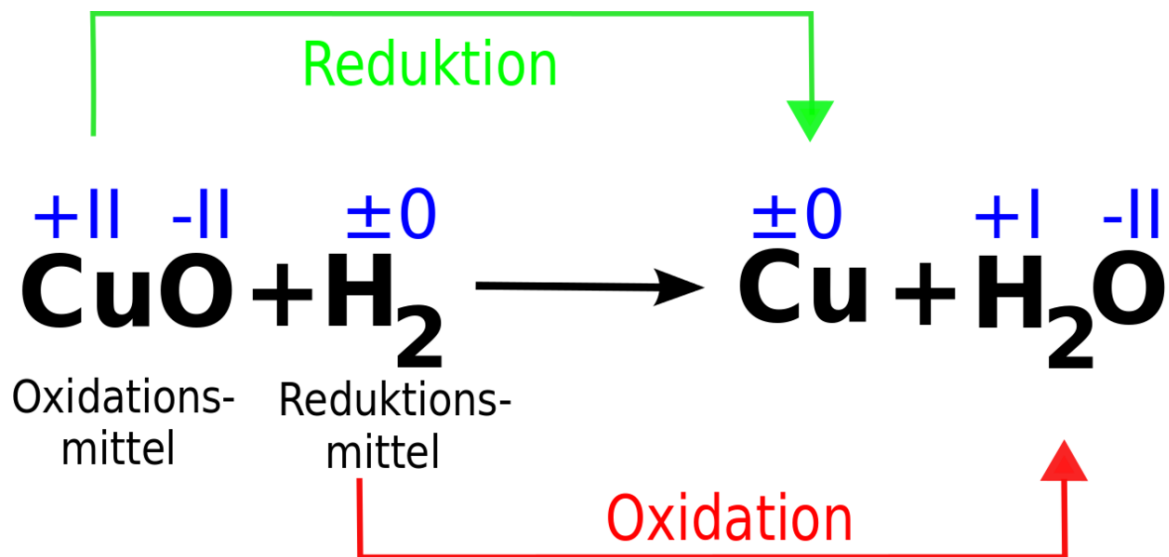


Abb. 98 Redoxreaktion von $\text{CuO} + \text{H}_2$ zu $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

$\Delta H < 0$ (Energieabgabe in Form von Wärme)

⇒ es liegt eine Redoxreaktion vor, da Sauerstoff zwischen Kupfer und Kohlenstoff ausgetauscht wird. Kohlenstoffdioxid kann man in einem Bestätigungsexperiment durch den Kalkwassertest nachweisen.

11.5.1 Aufgaben:

1. Formuliert mal eine Reaktionsgleichung, die kennzeichnend für die Eisenzeit ist.
2. Welche Gefahr besteht beim Erhitzen des Glasrohrs, wenn es mit Wasserstoff durchflutet wird?

11.6 Informationen zur Bronzezeit

In dieser Periode begannen die Menschen erste Werkzeuge aus Bronze herzustellen. Dazu war Kupfer notwendig, welches sie aus Kupferoxid gewonnen hatten. Der Beginn dieses wichtigen Zeitabschnittes war ab ca. 3000 Jahre v. Chr.

Bronze war das wichtigste Rohmaterial v. a. für Schmuckgegenstände und Waffen. Für die Herstellung der Bronze brauchte man Kupfer (Bronze = 60% Kupfer plus Zinn und manchmal etwas Zink). Ein solches Gemisch von Metallen nennt man Legierung.

Das Wort Kupfer kommt übrigens vom Wort Cyprien, da wahrscheinlich dort, die erste europäische Produktion begann. Viele Jahrtausende vorher konnten allerdings schon die Chinesen Bronze herstellen. Weitere frühe Funde stammen aus Anatolien und Ägypten. Dort wurde Kupfererz schon vor 6000 v. Chr. verhüttet. In Mitteleuropa ist die Verarbeitung von Kupfererz seit etwa 3000 v. Chr. bekannt.

frühe Bronzezeit
mittlere Bronzezeit
späte Bronzezeit

(Anfang 17. Jh.-16. Jh. v. Chr.)
(15. bis 13. Jh. v. Chr.)
(12.-9. Jh. v. Chr.)

Abgelöst wurde die Bronzezeit durch die Eisenzeit, in der Bronze zwar weiterhin für Kult- und Alltagsgegenstände verwendet, in der Technik und Waffenherstellung aber vom Eisen verdrängt wurde.

Die Erfindung der Bronze führte auch zu Fortschritten in Handel und Seefahrt. Schließlich mussten auch die Rohstoffe transportiert werden. Es bildeten sich in dieser Periode wichtige Städte, an Flüssen und am Meer entstanden viele neue Häfen. Dies führte zu einer Entwicklung der Kulturen im größten Teil Europas, in Teilen Nordafrikas und in vielen Teilen Asiens.

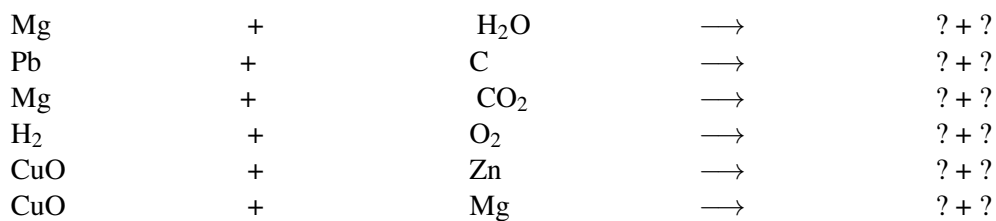
Heute weiß man darüber einiges, da man viele historische Funde untersucht und genau datiert hat. Zu den Funden gehören Schmuckstücke (Armringe, Ketten, Schnallen, Nadeln) und Waffen (Messer, Dolche, Äxte, Pfeilspitzen, Schwerter).

11.6.1 Zusatzinformationen:

w:Bronzezeit³

11.6.2 Aufgaben:

Vervollständige die folgenden Reaktionsgleichungen, kennzeichne Oxidation und Reduktion:



11.7 Eisen, das wichtigste Metall

- Eisen kommt nicht elementar (gediegen) vor, sondern nur vereinigt als Erz (z.B. mit Sauerstoff).
- Eisen ist zusammen mit Nickel vermutlich der Hauptbestandteil des Erdkerns.
- Mit einem Anteil von fünf Prozent ist Eisen aber auch eines der häufigsten Elemente der Erdkruste.
- Eisen ist das zehnthäufigste Element im Universum.
- Eisenerz wird im Tagebau (Brasilien, Australien, China u.a.) und Untertagebau (Deutschland, Frankreich u.a.) gewonnen.
- Eisen ist mit 95% das weltweit am häufigsten genutzte Metall.
- Wenn Eisen oxidiert, bildet es keine feste Schutzschicht. Der dabei entstehende Rost zerstört Eisen vollständig.

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Bronzezeit>

- Stähle sind Legierungen des Eisens mit 0,002 % bis 2,06 % Kohlenstoff (und anderen Metallen).
- Eisen ist eines von drei ferromagnetischen Metallen (Kobalt und Nickel sind die übrigen).
- Obwohl Eisen ein wichtiges Spurenelement für den Menschen ist, kann zu viel Eisen im Körper giftig sein.

In der Natur kommt Eisen (fast) nie gediegen (d.h. als Element) vor. Bekannte Eisenverbindungen sind:

- Fe_2O_3 sowie FeO (Eisenoxid)
- Fe_3C (Eisencarbid)
- $\text{Fe}(\text{CO})_5$ (Eisencarbonyl) sowie $\text{Fe}_2(\text{CO})_9$
- $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ (Eisen(III)-thiocyanat, Eisenrhodanid)

11.7.1 Zusatzinformationen:

w:Eisen⁴

11.7.2 Die Eisenzeit

In Mitteleuropa beginnt die Eisenzeit etwa ab dem 8. Jahrhundert v. Chr. Sie begann aber schon vorher in Anatolien ca. 1200 v. Chr. Diese Methode verbreitete sich von dort nach Indien, China und den Mittelmeerraum. Über Italien gelangte das Wissen dann nach Nordeuropa. Die Eisenzeit ist nach der Steinzeit und der Bronzezeit die dritte Periode der Menschheitsgeschichte. In Europa und dem Mittelmeerraum folgte darauf die Antike oder die Völkerwanderungszeit.

In dieser Zeit entdeckten die Menschen einen Weg, nun auch Eisenoxid zu reduzieren, um daraus Eisen für Werkzeuge und Waffen herzustellen.

11.7.3 Die Thermitreaktion

w:Thermit⁵

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Eisen>

5 <http://de.wikipedia.org/wiki/Thermit>



Abb. 99 Thermitreaktion im Blumentopf bei Nacht

Material: Blumentopf, Alufolie, Magnesiumpulver, Magnesiumband (oder eine Wunderkerze), Aluminiumpulver, Aluminiumgrieß, rotes Eisenoxid.

Diese Reaktion dient dazu, Eisen aus dem Oxid herzustellen. Der Reaktionspartner ist dabei das unedlere Aluminium. Diese Reaktion ist stark exotherm - man muss also mit höchster Vorsicht arbeiten und dringend eine feuerfeste Unterlage benutzen. Es kann passieren, dass mehrere tausend °C heißes Metall herumspritzt, daher Schutzbrille aufsetzen und Sicherheitsabstand einhalten!

Versuchsbeschreibung Mischen von 15 g getrocknetem Fe_2O_3 und 5 g Al-Grieß (oder Pulver), ebenfalls trocken. Das Gemisch gibt man in einen Blumentopf, in welchem eine Toilettenpapierrolle

steht. Der Rand wird mit Sand gefüllt. Auf das Gemisch gibt man etwas Magnesiumpulver und zündet alles mit einem Magnesiumband oder einer geeigneten Wunderkerze.

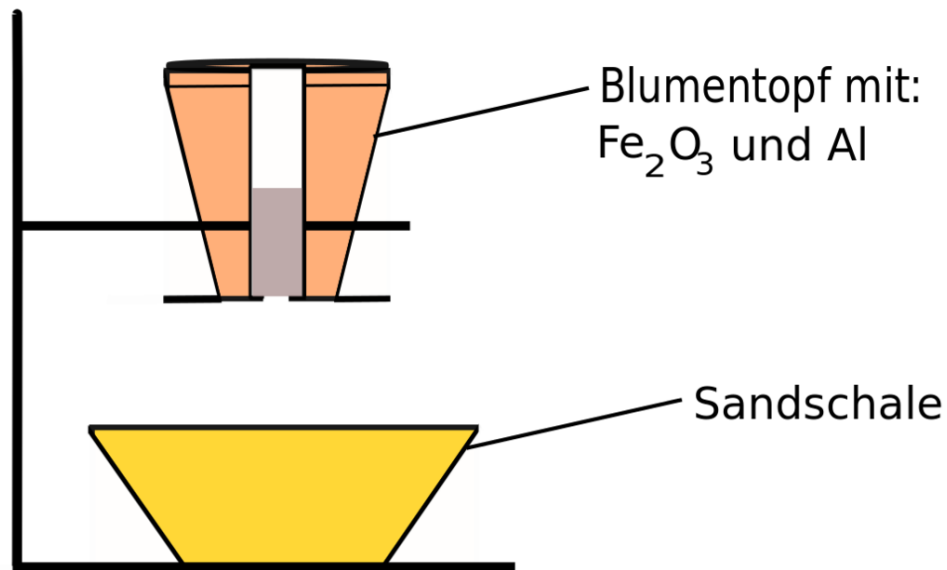
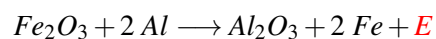


Abb. 100 Blumentopfversuch

Beobachtung heftige Reaktion mit heller Flamme, Funken, sehr heißes, rot glühendes, flüssiges Produkt, welches magnetisch ist.

Bei der Reaktion von Eisenoxid mit Aluminium entsteht Eisen. Dabei werden sehr große Energiemengen frei. Diese Reaktion wird z. B. zum Schweißen von Eisenbahnschienen verwendet.



11.8 Der Hochofen

Bei der Thermitreaktion entsteht stark verunreinigtes Eisen. Es ist durchzogen mit Resten von Aluminiumoxid. Außerdem wäre Aluminium ein sehr teurer Reaktionspartner, um Eisen herzustellen. Großtechnisch gibt deshalb einen anderen (besseren & preiswerteren) Weg, große Eisenmengen herzustellen. Die dazu notwendige Industrieanlage nennt sich „Hochofen“.

Betrachtet man mal ein Bild einer Eisenhütte mit Hochofenanlage, ist man über die Größenverhältnisse erstaunt. Ein kleiner Fleck auf dem Bild könnte ein Schiff sein, welches gerade voll beladen ist mit dem Ausgangsstoff Eisenoxid.

Mögliche Eisenerze als Ausgangsstoffe:

Formelzeichen	Name
FeO	Eisenoxid, auch Magnetkies genannt
Fe ₂ O ₃	Hämatit (=Roteisenstein)
Fe ₃ O ₄	Magnetit
FeCO ₃	Siderit (=Eisenspat oder auch Spateisenstein genannt)
FeS ₂	Pyrit (Eisenkies bzw. Katzungold genannt)

Wozu ist eine so große Anlage notwendig? brauchen wir alle denn soviel Eisen? Ja, man kann leicht den Jahresverbrauch eines Landes durch die Anzahl der Einwohner teilen und stellt fest, dass jeder Mensch in Deutschland pro Jahr mehr als 100 kg Eisen „benötigt“. Dies wird natürlich nicht nur für Dinge des Haushalts verwendet, sondern auch für Autos, Brücken, Autobahnleitplanken usw.

Im Hochofen entsteht Roheisen. Der Reaktionspartner des Eisenoxid ist hierbei Koks (ausgeglühte Steinkohle). Als Konsequenz enthält das entstehende Roheisen 4-5 Prozent Kohlenstoff als Verunreinigung und ist dadurch recht spröde. Will man eine bessere Qualität erreichen, muss man das Roheisen veredeln.

Gusseisen enthält 2 - 6,5% Kohlenstoff und weitere Legierungselemente, wie beispielsweise Silizium und Mangan. In Abhängigkeit von der Abkühlgeschwindigkeit liegt der Kohlenstoff im Gusseisen als Karbid oder elementar als Graphit vor. Gusseisen ist sehr hart und spröde. Es lässt sich gewöhnlich nicht verformen. Es wird z. B. verwendet für Gullydeckel.

Durch das Windfrischen, einen Vorgang zur Veredlung mit Sauerstoff, der in den heißen Stahl geblasen wird, entsteht Stahl, der zwischen 0,1% und 2,1% Kohlenstoff enthält. Im Gegensatz zu Gusseisen ist er verformbar. Durch Legieren, v. a. mit Nickel, kann er härter und rostfrei gemacht werden.

11.9 Die Vorgänge im Hochofen

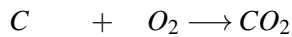
nach w:Hochofen⁶

Ein Hochofen ist eine Anlage in Schachtofenbauweise, in der Eisen durch Reduktion von Eisenoxid gewonnen wird. Er ist meist zwischen 25-30 m hoch, die Gesamtanlage kann bis zu 60 m hoch sein.

Der Hochofen wird schichtweise mit zwei wesentlichen Rohstoffen von oben gefüllt: dem so genannten Möller (=als Träger des Eisenoxids und mit Zuschlagstoffen wie Kalk und Kies), und dem Hochofenkoks als Energieträger und Reduktionsmittel. Die Rohstoffe werden mit Förderkübeln über einen Schrägaufzug zur Einfüllöffnung oben am Hochofen befördert und entleert.

Am Fuß des Hochofens oxidiert das aus Koks und Sauerstoff aus der Luft gebildete Kohlenstoffmonoxid zu Kohlenstoffdioxid, der dazu notwendige Sauerstoff wird dem Eisenoxid entzogen, das dadurch zu Eisen reduziert wird.

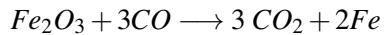
⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Hochofen>



Verbrennung des Koks, liefert Verbrennungsenergie



Erzeugung des Reduktionsmittels Kohlenstoffmonooxid



Reduktion des Eisenoxids zu elementarem Eisen

Der verflüssigte Hochofeninhalt wird unten am Ofen durch eine Öffnung entnommen. Diese Öffnung ist normalerweise verschlossen und wird periodisch beim so genannten Abstich angebohrt. Der ausfließende Inhalt wird in der an den Ofen angrenzenden Abstichhalle über ein Rinnensystem im Boden geleitet. Die meisten Hochofen besitzen zwei Abstichvorrichtungen: Eine für die Schlacke und eine etwas tieferliegende für das flüssige Eisen. Hier trennt die Dichte die beiden Stoffe.

Die im Hochofenprozess entstehende Schlacke ist ein wertvoller Rohstoff: sie kann nach Aufmahlen in einer Schlackenmahlanlage als Hüttenzement vielfältig eingesetzt werden.

Die Außenwand des Hochofens wird über eine Wasserkühlung permanent gekühlt. Dennoch herrschen in der Anlage Temperaturen von über 50°C. Ein Arbeiter kann sich trotz gekühlter Schutzanzüge nur wenige Minuten in der Nähe des Hochofens aufhalten.

Mittlere Hochofen erreichen Tagesleistungen von bis zu 6.000 t, große Hochofen von bis zu 13.000 t Roheisen.

Hochofen sind mindestens rund 10 Jahre ununterbrochen in Betrieb. Nach dem Ende dieser so genannten Ofenreise muss der eigentliche Hochofen umfangreich überarbeitet und die Außenhaut ersetzt werden

Im Labor kann man den Hochofenversuch simulieren:

Versuchsbeschreibung In ein Glasrohr werden Eisenoxid (pulvrige Eisen) und gekörnte Aktivkohle gefüllt. Das Rohr wird von außen erhitzt und mit einem Fön durchgepustet.

Beobachtung Aufglühen, das rote Eisenoxid wird dunkel

Die Kohle verbrennt unvollständig. Es entsteht das giftige Gas Kohlenmonoxid. Das Eisenoxid reagiert mit dem Kohlenmonoxid zu Eisen.

Zusammenfassende Reaktion: $Fe_2O_3 + 3 CO \longrightarrow 2 Fe + 3 CO_2 + E$

11.9.1 Aufgaben:

1. Warum werden die Außenwände gekühlt?
2. Warum wird der Hochofen nicht Nachts abgeschaltet?
3. Der Hochofen hat eine nach oben auslaufende Form. Warum?

11.10 Der Hochofenprozess

11.10.1 Der Aufbau und die Temperaturzonen im Hochofen

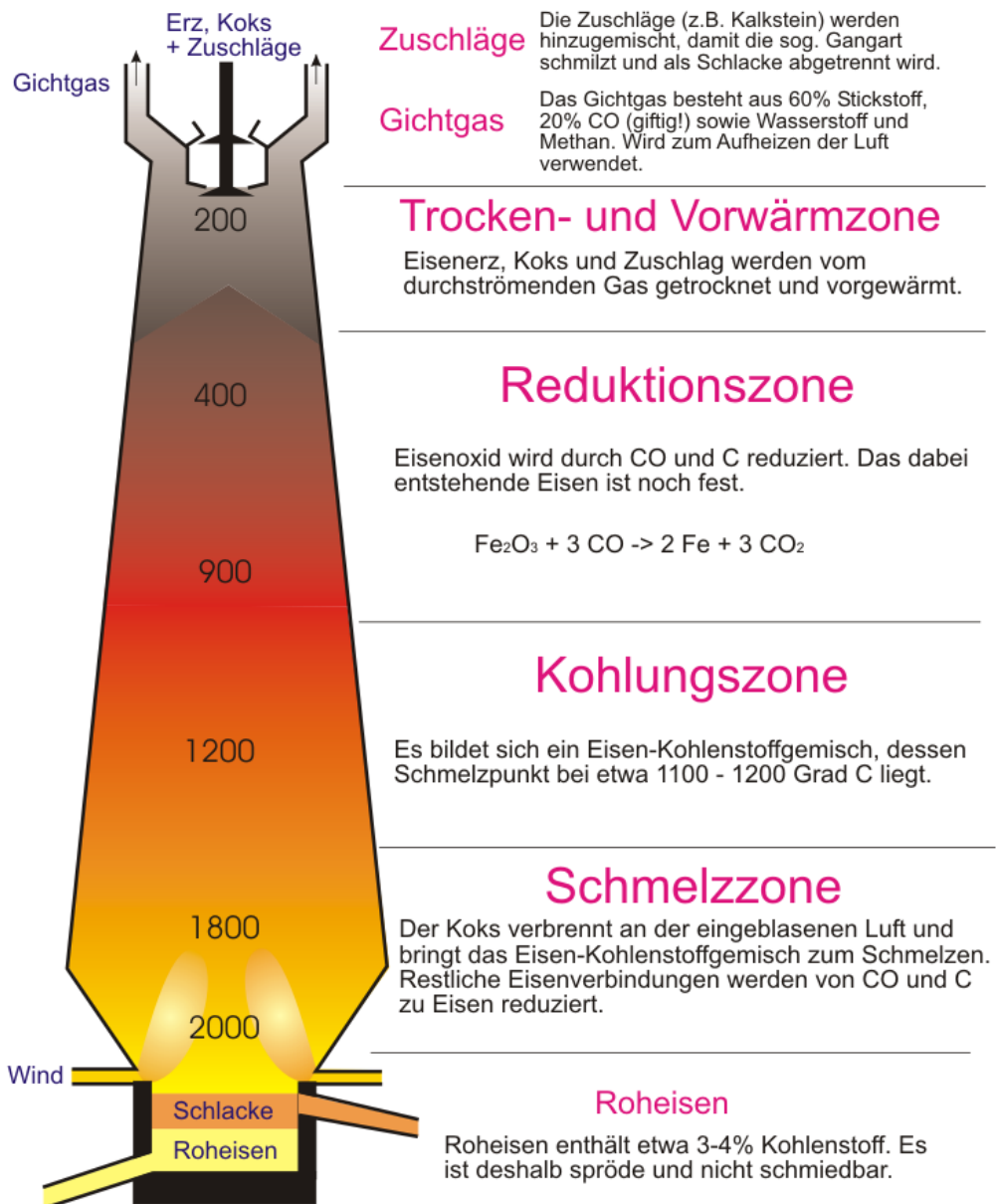


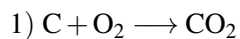
Abb. 101 Chemischer Hochofenprozess

Ein Hochofen ist eine bis zu 40m hohe Industrieanlage, in der Eisen aus Eisenoxid gewonnen wird. Er wird von oben mit Förderbändern oder mit so genannten „Hunten“, das sind Metallwagen auf Schienen, gefüllt. Dazu wird ein Gemisch aus Eisenoxid und Koks (das Reduktionsmittel) und Kalk zur Auflockerung gebildet. Dieses Gemisch wird auch Möller genannt.

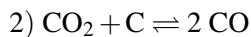
In oberen kälteren Regionen reagiert Fe_2O_3 in geringer Hitze zu dem Zwischenprodukt Fe_3O_4 , welches aufgrund seiner höheren Dichte weiter absinkt. Weiter unten ist es durch die ablaufenden Redoxreaktionen und durch zugeführte heiße Luft viel heißer. Hier findet die Umwandlung von Fe_3O_4 zu einem weiteren Zwischenprodukt FeO statt. Dies hat eine noch höhere Dichte und es sinkt noch weiter ab. Im heißesten Bereich finden dann die Hauptreaktion statt, bei der aus Kohlenmonoxid und Eisenoxid dann Kohlenstoffdioxid und Roheisen entstehen. Aufgrund seiner hohen Dichte sammelt sich das Roheisen am Boden des Hochofens (darauf schwimmt nur noch die Schlacke aus Kalk und Erzresten, welche alle eine geringere Dichte als Roheisen haben). Das Roheisen wird dann durch eine Keramiköffnung regelmäßig entnommen. Man lässt es über Rinnen im Boden der Abstichhalle fließen.

Die als Abfallprodukt entstehende Schlacke ist ein wichtiger und auch wertvoller Rohstoff. Sie dient beispielsweise als Hüttenzement.

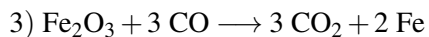
11.10.2 Genaue chemische Reaktionen im Hochofen



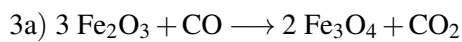
Energie liefernde Verbrennung des Koks.



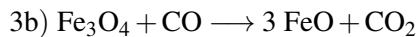
Erzeugung des gasförmigen Reduktionsmittels Kohlenstoffmonoxid.



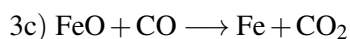
Reduktion des Eisenoxids zu elementarem Eisen.



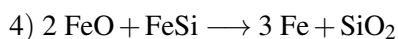
Es entsteht der stärker eisenhaltige Magnetit (Magnetit).



Es entsteht Eisen(II)-oxid.



Es entsteht metallisches Eisen, das sich unten im Hochofen ansammelt.



Eisenoxid und siliziumhaltiges Roheisen reagieren zu Eisen (Stahl) und Siliziumdioxid.

11.10.3 Zusatzinformationen

w:Hochofen⁷, w:Gichtgas⁸

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Hochofen>

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Gichtgas%20>

11.11 Veredelung des Roheisens

11.11.1 „Windfrischen“

Roheisen aus dem Hochofen ist verunreinigt und besitzt einen viel zu hohen Kohlenstoffgehalt. In flüssiges (kohlenstoffhaltiges) Roheisen wird bei hohen Temperaturen Sauerstoff geblasen. Das Eisen wird wegen der hohen Temperatur nicht oxidiert, aber der Kohlenstoff vereinigt sich umgehend. Es entsteht das Gas Kohlenstoffdioxid, welches den Reaktionsraum verlässt. Das Roheisen wird nun Stahl genannt und enthält nun deutlich weniger Kohlenstoff und ist damit qualitativ wesentlich hochwertiger.

Durch weitere Zusätze, wie z. B. Chrom oder Nickel kann der Stahl weiter veredelt werden. Cr / Ni - Stahl („Nirosta“)

11.12 Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

Tipp: Flipchartähnliche Pappen bauen und mit Magneten von Schülern in Diagramme setzen lassen

Versuchsbeschreibung

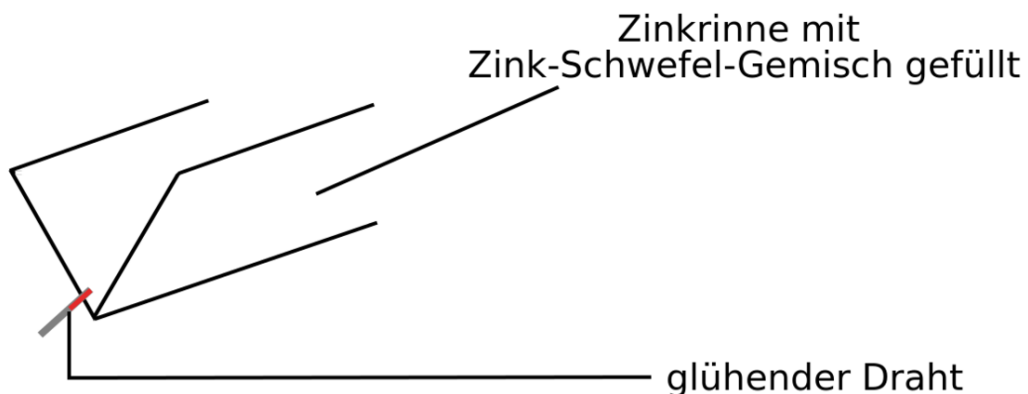
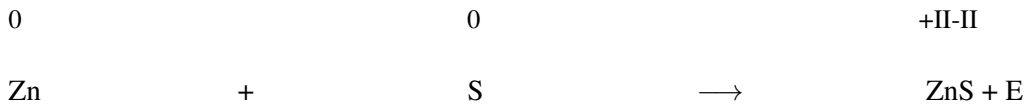


Abb. 102 Magnetversuch

Beobachtung

- selbstständiges, heftiges Durchglühen
- Rauchbildung
- weißlicher Feststoff

Zink vereinigt sich mit Schwefel zu Zinksulfid unter Energiefreisetzung.



11.12.1 Energiediagramm (exotherme Reaktion)

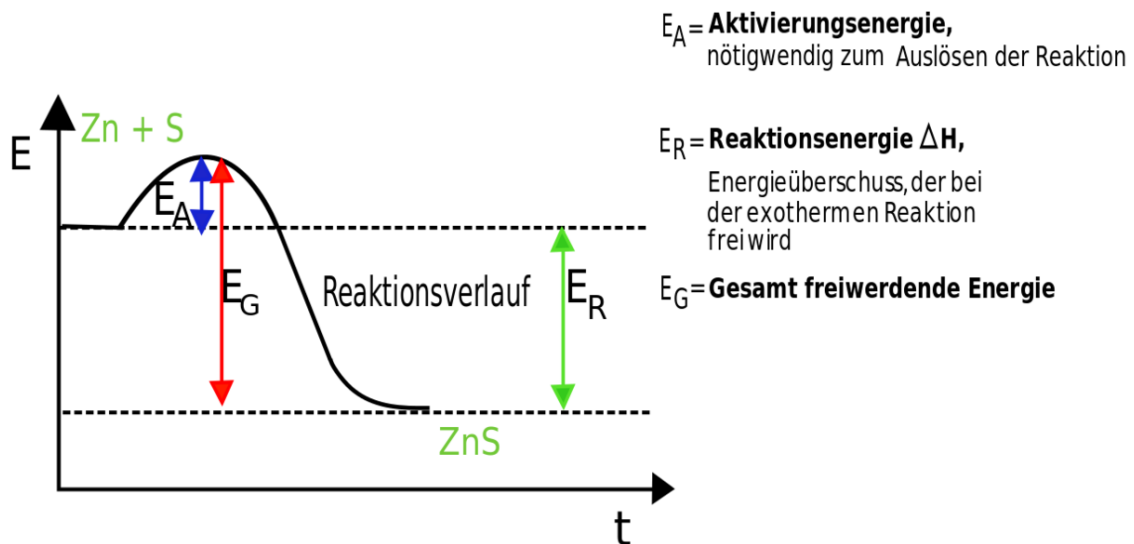


Abb. 103 Energiediagramm einer exothermen Reaktion

Merksatz

Chemische Reaktionen, die unter Energieabgabe ablaufen heißen exotherme Reaktionen. Die freiwerdende Energie kann dabei als Wärme, Licht oder in anderen Formen vorliegen. Chemische Reaktionen, bei denen ständig Energie zugeführt werden muss, damit sie überhaupt ablaufen, nennt man endotherme Reaktionen.

11.12.2 Energiediagramm (endotherme Reaktion)

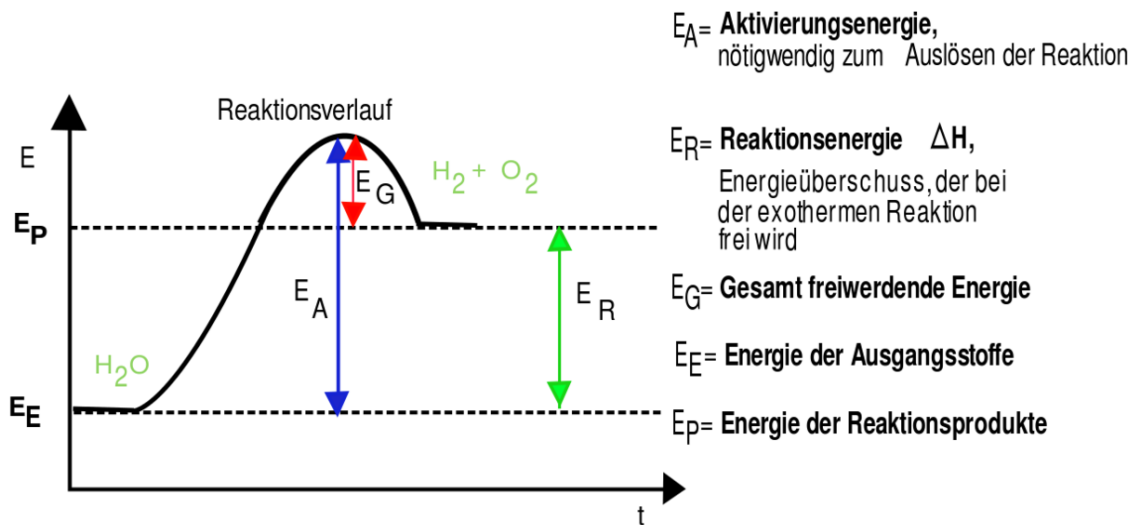


Abb. 104 Energiediagramm einer endothermen Reaktion

exotherme Reaktionen	endotherme Reaktionen
Verbrennungen (Kohle, Magnesium usw.)	Erhitzen von Kaliumnitrat und Calcium
Entzündung von Schwefel-Eisen-Gemisch	Zersetzung von Quecksilberoxid
Neutralisation	Zersetzung von Wasser
Magnesium mit Salzsäure	
Merksatz Neutralisation (lässt sich leicht zeigen)	

11.13 Der Katalysator

Versuchsbeschreibung Verbrennung von Zuckern mit und ohne Braunstein (Asche)

V	B	S
Entzünden von Zucker	Karamellisation	\Rightarrow Änderung des Aggregatzustandes

Entzünden von Zucker-Braunstein Gemisch	Zucker brennt	Zucker brennt Aufstellen der Gleichung mit Oxidationszahlen.
---	---------------	--



Definition

Ein Katalysator ist ein Stoff, der die Aktivierungsenergie einer Reaktion herabsetzt (er hilft sozusagen über den Energieberg). Er nimmt an der Reaktion teil, geht aber am Ende unverändert aus ihr hervor (er nimmt dann von neuem an der Reaktion teil). Die Reaktionsenergie wird nicht verändert. Dadurch wird die Reaktionsgeschwindigkeit erhöht.

11.13.1 Aufgaben:

Entscheide bei folgenden Reaktionen, ob es sich um einen exo- oder endothermen Vorgang handelt!

1. Beim **Entladungsvorgang** einer Autobatterie werden Bleiverbindungen verändert, und elektrische Energie wird abgegeben.
2. Holz wird zum Heizen von Häusern verwendet.
3. Der Mensch und viele Wirbeltiere sind gleichwarm: Die Körpertemperatur bleibt aufgrund der chemischen Umsetzung von Nährstoffen und Sauerstoff bei der **Atmung** konstant.
4. Die Explosionen in Verbrennungsmotoren werden in mechanische Energie umgewandelt.
5. Bauxit enthält einen großen Prozentsatz an Aluminiumoxid. Die **Gewinnung von Aluminium** wird stets dort durchgeführt, wo billige elektrische Energie zur Verfügung steht.
6. Quecksilberoxid lässt sich durch Erhitzen in Quecksilber und Sauerstoff zerlegen. (**Zersetzung**)
7. Pflanzen speichern bei der **Photosynthese** Sonnenenergie in chemischer Form in energiereichen Verbindungen (Traubenzucker, Sauerstoff).
8. Eine starke Säure einer Autobatterie wird zum Entsorgen neutralisiert

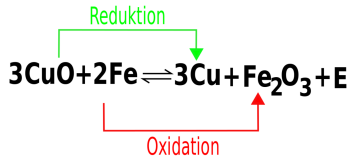
11.14 Übung: Reduktions- und Oxidationsvermögen von Metallen I

Material: je Gruppe: Bunsenbrenner, Reagenzglasklammer, 2 Reagenzgläser,

Führe diese Versuche nicht außerhalb des Chemieunterrichts durch! Sie sind sehr gefährlich und unberechenbar!

Kann man eigentlich durch das pure stattfinden von Reaktionen beurteilen, ob ein Metall edler oder unedler als ein anderes ist? Führe dazu die folgenden beiden Versuche durch und entscheide, welches der beiden Elemente edler ist.

V	B	S

<p>Mische 1,6 g schwarzes CuO-Pulver und 0,8 g Fe-Pulver. Erhitze das Gemisch im Reagenzglas bis zum ersten Aufglühen und entferne das Reagenzglas sofort aus der Brennerflamme! SCHUTZBRILLE</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Das Gemisch glüht nach dem Reaktionsstart selbstständig durch, • Farbänderung des Reaktionsgemisches von schwarz zu rot, • Magnettest negativ 	 <p>Abb. 105 Redoxreaktion Kupfer ist edler als Eisen und deshalb gibt Kupferoxid leicht seinen Sauerstoff ab ⇒ Kupferoxid ist ein gutes Oxidationsmittel</p>
<p>Erhitzen von Cu mit Fe₂O₃ (Durchführung wie oben) (In welchem Verhältnis müssen die Chemikalien abgewogen werden?)</p>	<p>(keine Reaktion)</p>	<p>Da Kupfer edel ist, wird es nicht so leicht oxidiert - schon gar nicht von einem Oxid eines unedleren Elements!</p>

Oxidationsmittel:	CuO	(wird bei Redoxreaktion reduziert)
Reduktionsmittel:	Fe	(wird bei Redoxreaktion oxidiert)

Merksatz

Eisen ist Reduktionsmittel für Kupferoxid, Eisenoxid aber nicht für Kupfer.

⇒ CuO ist Ox-Mittel für Eisen, Cu aber nicht für FeO

⇒ Der edlere Stoff lässt sich „schwerer“ oxidieren und ist eher bereit seinen Sauerstoff abzugeben

⇒Kupfer ist edler als Eisen

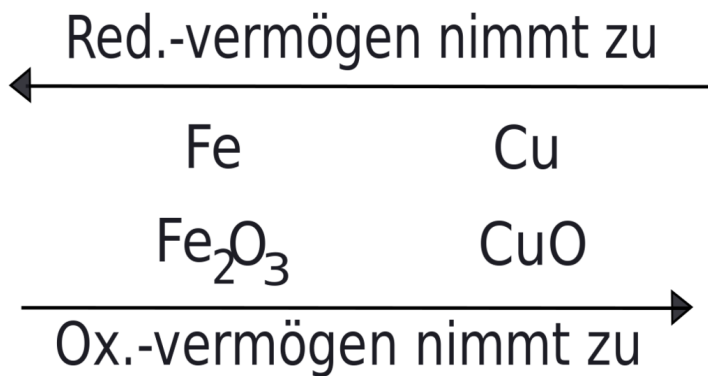


Abb. 106 Verhalten von Metallen bei der Redoxreaktion

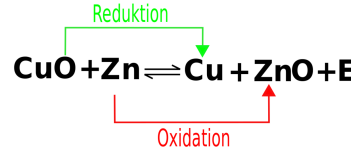
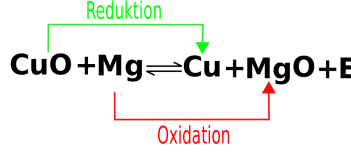
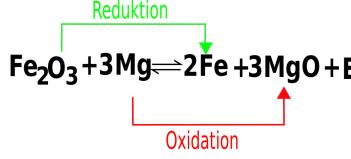
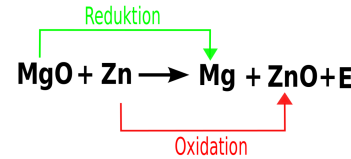
11.15 Reduktions- / Oxidationsvermögen einiger Metalle und Nichtmetalle II

Problemstellung: Kann man weitere Metalle/ Metalloxide in diese Reihe von edeln und unedlen Metallen einordnen (und wie geht man experimentell am einfachsten vor?)

Führe diese Versuche niemals selbst durch!

Sie sind sehr gefährlich und unberechenbar!

V	B	S
ZnO + Cu	keine Reaktion	Kupfer ist edler als Zn. Aus diesem Grund kann Kupfer nicht das Zinkoxid reduzieren.

<p>CuO + Zn (2g CuO/ 1,6g Zn in Reagenzglas erhitzen)</p>	<p>heftige Reaktion, Kupferbildung, Funken</p>	<p>Das unedle Zn entzieht dem Kupfer den Sauerstoff</p>  <p>Abb. 107 Redoxreaktion von CuO und Zn</p>
<p>CuO + Mg (nie selbst durchführen! Lehrerversuch, hochgefährlich!)</p>	<p>sehr heftige Reaktion</p>	<p>Mg ist sehr unedel und entzieht dem CuO augenblicklich den Sauerstoff!</p>  <p>Abb. 108 Redoxreaktion von CuO und Mg</p>
<p>Fe₂O₃ + Mg (genau so heftig)</p>	<p>sehr heftige Reaktion</p>	 <p>Abb. 109 Redoxreaktion von Fe₂O₃ und Mg</p>
<p>MgO mit Zn (genau so heftig)</p>	<p>sehr heftige Reaktion</p>	 <p>Abb. 110 Redoxreaktion von MgO und Zn</p>

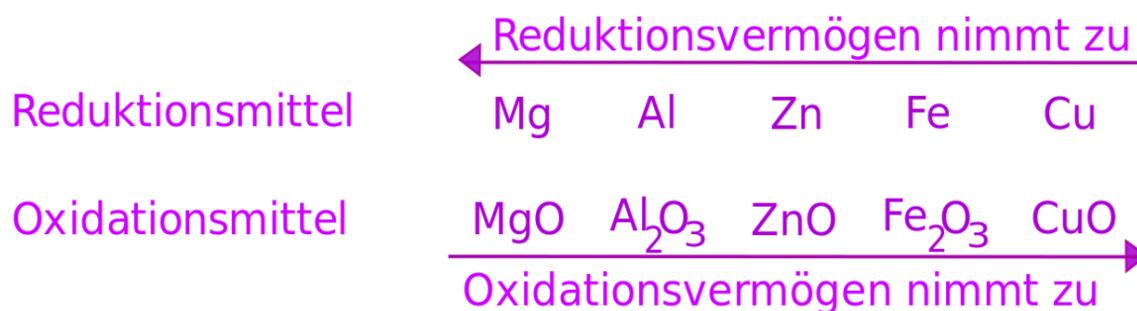


Abb. 111 Verhalten von Metallen bei der Redoxreaktion

11.16 Wiederholungsfragen für Zuhause & das Schwimmbad

11.16.1 Verschwenderisch leichte Wiederholungsfragen (Klasse 8 und Klasse 9)

1. Wiederhole die Elementsymbole. Erstelle dann eine Übersicht über alle Elemente, die auf „-stoff“ enden.
2. Beschreibe, was man erhält, wenn man Säure und Lauge gleicher Konzentration mischt. Wie nennt man diese Reaktion? Was ist bei deren Durchführung zu beachten?
3. Nenne 6 Säuren und 3 Laugen mit Formel!
4. Was sagt der Massenerhaltungssatz aus? Was sagt der Energieerhaltungssatz aus?
5. Stelle die Reaktionsgleichung der Bildung folgender Stoffe auf: Fe₂O₃ ; Schwefeldioxid ; Schwefeltrioxid ; P₄O₁₀. Welcher Stoff entsteht, wenn man Phosphoroxid und Wasser mischt?
6. Welcher Stoff entsteht, wenn man Kohlenstoffdioxid und Wasser mischt?
7. Stickstoffdioxid reagiert mit Wasser zu Salpetersäure und Salpetriger Säure. Erstelle die Reaktionsgleichung.
8. Wenn Du unsicher mit Reaktionsgleichungen bist, löse noch einmal einige Gleichungen von den 3 Reaktionsgleichungs-Arbeitsblättern

11.16.2 Fragen zum Periodensystem und zum Atombau

1. Nach welchen Kriterien ist das PSE aufgebaut? Erkläre dazu die Begriffe Hauptgruppen, Perioden & Ordnungszahl, Alkalimetalle, Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase!
2. Woran kann man erkennen, dass das Elemente im PSE nicht nach der Massenzahl angeordnet sind?
3. Zeichne den komplette Aufbau der folgenden Atome (welche von Ihnen haben Edelgaskonfiguration?): Bor, Lithium, Helium, Silicium. Calcium.

11.16.3 Fragen zu Metallen, Redoxreaktionen & Energiediagramm

1. Erkläre den Versuch zur Reduktion von Kupferoxid!
2. Was versteht man unter Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion? Erkläre mit einem Beispiel!

3. Woran erkennt man Redoxreaktionen?
4. Liegt bei dem Luftballon-Explosionsversuch eine Redoxreaktion vor? Begründe mit einer Reaktionsgleichung!
5. Nenne drei Wege (mit Reaktionsgleichung) aus CuO das metallische Element zu gewinnen!
6. Was ist der Hochofenprozess? Erkläre umfassend !
7. Beschreibe das Thermitverfahren!
8. Wie unterscheidet sich der Hochofenprozess vom Thermitverfahren, wo liegen Gemeinsamkeiten?
9. Wie kann aus Bleioxid (PbO) Sauerstoff und Blei gewonnen werden?
10. Ist die Zersetzung von Wasser eine Redoxreaktion? Zeichne den Versuchsaufbau und begründe!
11. Kann man zu Kohlenstoffdioxid verbrannten Kohlenstoff wieder zurückgewinnen? (schwere Aufgabe)
12. Zum Knobeln: Benzin (C₈H₁₈) verbrennt an der Luft zu Wasser und Kohlenstoffdioxid. Erstelle die Reaktionsgleichung und das passende Energiediagramm. Liegt eine Redoxreaktion vor? Begründe.
13. Erkläre die Begriffe „endotherme Reaktion“ und „exotherme Reaktion“ mit je einer Beispielreaktion und zeichne das passende Energiediagramm. (Vergisst Du die Achsen zu beschriften, schreibe alle Fragen 137 mal ab!!!)
14. Was ist ein Katalysator? Nenne Aufgaben und beschreibe sein Verhalten z. B. bei der Verbrennung von Zucker. Erstelle die Reaktionsgleichung [Zucker: C₆H₁₂O₆] und zeichne anschließend ein Energiediagramm der katalytischen Zuckerverbrennung.
15. Vergleiche Kupfer und Eisen hinlänglich ihrer Eigenschaften.
16. Nenne Eigenschaften von Aluminium? Wie wird es hergestellt?
17. Ist Natrium ein Metall? Welche typischen Metalleigenschaften erfüllt es, welche nicht?
18. Ein Stück Natrium wird auf Wasser gelegt. Beschreibe die Reaktion. Stelle die Reaktionsgleichung auf. Liegt eine Redoxreaktion vor?
19. Ist die folgende Aussage richtig? „Die Alkalimetalle zeigen eine Abstufung der Eigenschaften“.
20. Gilt diese Aussage auch für die Halogene?
21. Vergleiche die Reaktion von ZnO + Cu mit der Reaktion von CuO + Zn. Welches der beiden Metalle ist edler?
22. CuO reagiert mit Mg explosionsartig. Stelle eine Reihung (edel/ unedel) der Metalle Au, Ag, Cu, Mg, Na und Zn auf
23. In der Natur kommen die meisten Metalle als Oxid vor (also nicht als Element). Gold, Silber und Kupfer hingegen auch in gediegener Form (= als Element). Was vermutest Du als Ursache?
24. Warum hat die „Erfindung“ der Eisenherstellung länger gedauert als die der Kupferherstellung?
25. Ist Bronze ein Element?

12 Ionen, Salze, Fällungsreaktionen und Ionenbindung

12.1 Leitfähigkeitsmessung von Lösungen

Ganz am Anfang dieses Kurses haben wir die Leitfähigkeit von Elementen gemessen. Metalle hatten wir damals festgestellt leiten den elektrischen Strom in der Regel gut. Was ist aber mit Lösungen?

Versuchsbeschreibung In Wasser werden verschiedene Salze (NaCl , KCl , Na_2SO_4) sowie Harnstoff und Zucker gegeben. Es sollte immer die gleiche Flüssigkeitsmenge zugegeben werden und auch die gleiche Menge Feststoff. Die Leitfähigkeit wird dann gemessen.

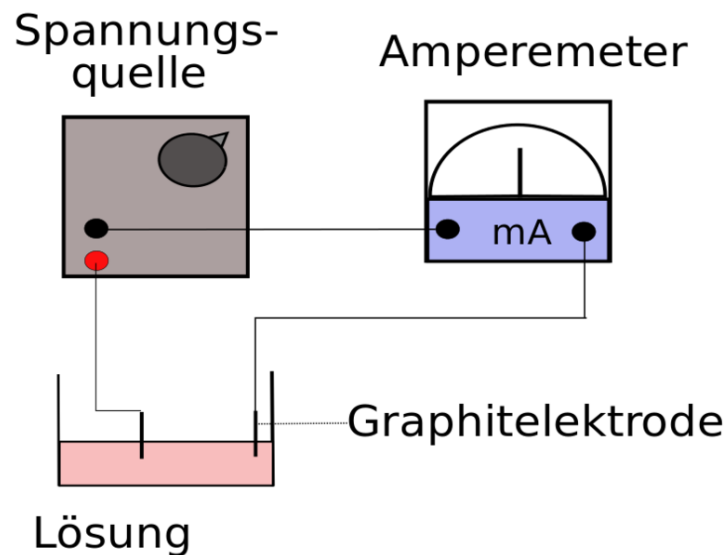


Abb. 112 Versuchsaufbau Leitfähigkeit von Lösungen

Beobachtung

wässrige Lösung von	Wasser	NaCl	KCl	Na ₂ SO ₄	Harnstoff	Zucker
Leitfähigkeit	sehr gering	++	++	+	sehr gering	sehr gering
mögliche Werte bei 3V	0,03 mA	1500mA	1400mA	800mA	0,03 mA	0,03 mA

Wenn man nicht immer die gleiche Salzmenge zugibt, sieht man, dass je mehr Salz in das Wasser zugegeben wird, desto höher die Leitfähigkeit der Lösung ist.

Weißt Du eigentlich (noch), was Leitfähigkeit ist?

Unsere Apparatur misst eigentlich die Stromstärke [I]. Sie gibt an, wie viele Elektronen durch die Lösung vom Minuspol zum Pluspol wandern.

Aber wie aber gelangen die Elektronen vom Minuspol (Pol erfragen!) zum Pluspol?

Definition

Salze zerfallen beim Lösen in geladene Teilchen. Diese geladenen Teilchen transportieren die Ladungen des elektrischen Stroms von der 1. Elektrode durch das Wasser zur zweiten Elektrode.

Dabei kann man sich vorstellen, dass sie die Elektronen „tragen“, wie ein Wanderer einen Rucksack trägt. Da das altgriechische Wort für Wanderer *ionos* lautet, nennen die Chemiker alle geladenen Teilchen Ionen.

Definition

Je mehr Salz sich dabei auflöst, desto mehr erhöht sich die Leitfähigkeit, da mehr Ionen in der Lösung vorhanden sind.

- Leitungswasser leitet übrigens auch minimal den elektrischen Strom, da in ihm winzige Mengen von Mineralsalzen enthalten sind.
- Zucker und Harnstoff sind keine Salze, deshalb erhöhen sie die Leitfähigkeit des Wassers nicht.

Welche geladenen Teilchen sind in der Lösung enthalten?

Im Kochsalz NaCl sind geladene Na und Cl Ionen vorhanden.

12.1.1 Sind die geladenen Teilchen schon im Feststoff NaCl vorhanden?

Versuchsbeschreibung Messung der Leitfähigkeit von festen Salzen

Beobachtung Die festen Salze leiten den elektrischen Strom gar nicht!

Salze sind aus Ionen aufgebaut. In der Lösung (sowie in geschmolzener Form) sind die Ionen frei beweglich und können Ladungen transportieren, im Feststoff nicht! Das heißt nicht, dass im Feststoff keine Ionen vorhanden sind - sie sind halt nur nicht beweglich!

Definition

Nur in Salzlösungen und Salzschnmelzen sind die Ionen beweglich
⇒ Salzkristalle leiten den e^- Strom nicht.

Definition: Ionen sind elektrisch geladene Atome oder Moleküle. Ionen mit positiver Ladung werden Kationen genannt, Ionen mit negativer Ladung Anionen.

12.2 Ionenwanderung

Versuchsbeschreibung Das mit Natriumchloridlösung getränkte Filterpapier, wird an den Enden mit einem gefaltetem Kupferblech und einer Krokodilklemme an die Gleichspannungsquelle angeschlossen. Auf der Filterpapiermitte werden die Probesubstanzen aufgelegt (Kupfersulfat, Kaliumdichromat und Kaliumpermanganat - Kristalle). Versuche die mittlere Ionenwanderungsgeschwindigkeit zu bestimmen.

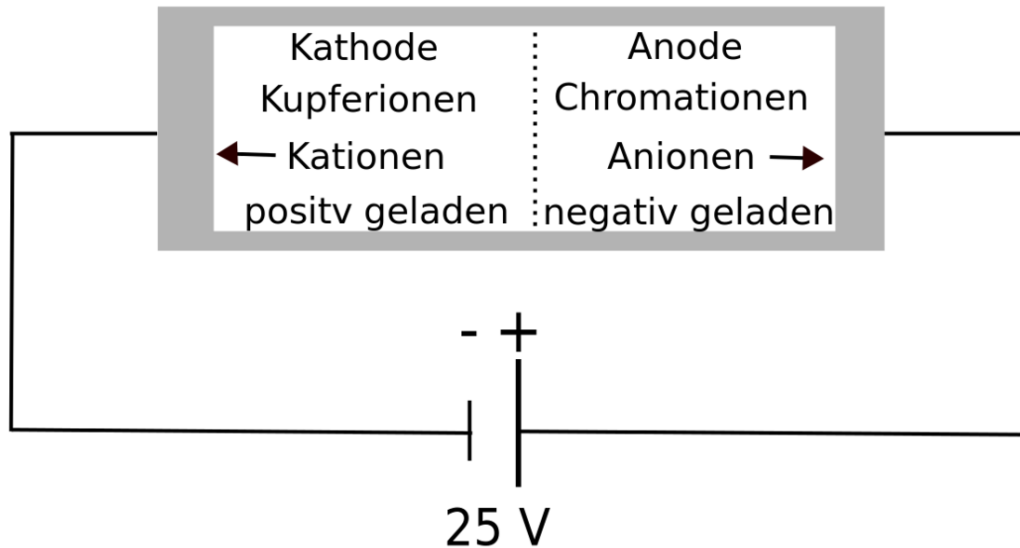


Abb. 113 Versuchsaufbau Leitfähigkeit von Lösungen

Beobachtung zum Pluspol sieht man eine orange und violette Färbung, zum Minuspol eine blaue. Unter dem Einfluss des elektrischen Feldes wandern die positiv geladenen (Kationen) Kupferionen zum Minuspol (Kathode), die negativ geladenen Chromationen (Anionen) wandern zum Pluspol (Anode).

12.3 Edelgaskonfiguration

Siehe Kapitel Edelgase!

Wdh.: Edelgase sind die Elemente der 8. Hauptgruppe.

Definition

Edelgase sind besonders reaktionsträge und chemisch sehr stabil. Es existieren nur wenige bekannte Verbindungen (z.B. Xenonhexafluorid)

Edelgase haben eine voll besetzte äußere Elektronenwolke (= voll besetzte Anzahl an Valenzelektronen), dadurch sind sie chemisch besonders stabil und reaktionsträge

Eine Elektronenwolke kann genau $2n^2$ Elektronen aufnehmen. (n = Periodennummer = Anzahl an Elektronenwolken)

⇒ Elemente der 1. Periode haben mit $2 e^-$ Edelgaskonfiguration

⇒ Elemente der 2. Periode haben mit $8 e^-$ Edelgaskonfiguration

⇒ Elemente der 3. Periode haben mit $18 e^-$ Edelgaskonfiguration

12.3.1 Zusatzinformationen:

w:Edelgase¹

12.4 Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden?

12.4.1 Bildung des Na- Ions

${}_{11}^{23}\text{Na}$ hat 1 Außenelektron.

Merksatz

Was muss passieren, damit eine vollbesetzte Außenelektronenwolke vorliegt?

Dieses Außenelektron wird abgegeben. Dem verbleibenden Teilchen fehlt es nun, dadurch ist es positiv geladen.

¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Edelgase>

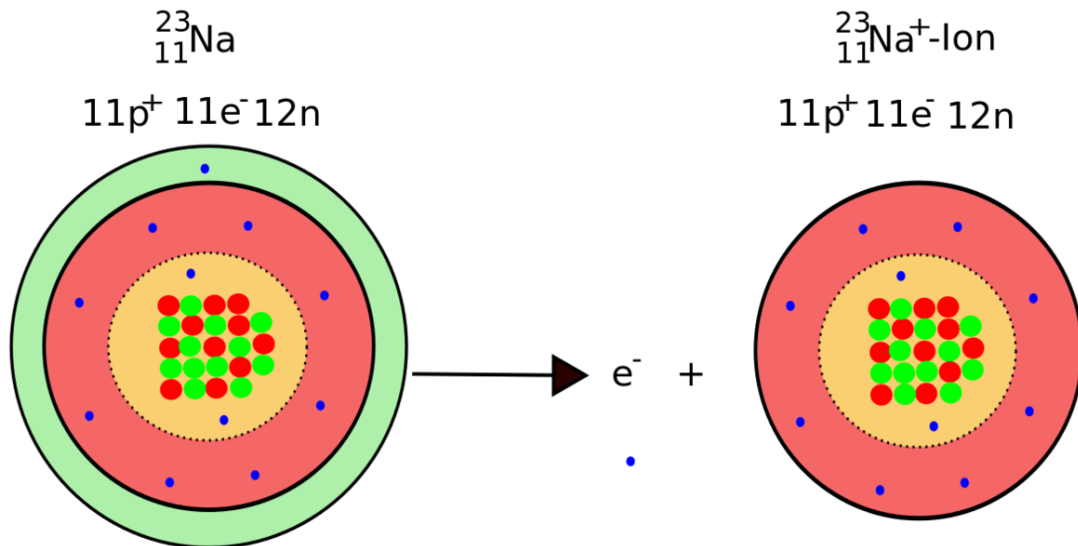


Abb. 114 Abgabe eines Außenelektrons

Wie kommt es zur positiven Ladung?

In der atomaren Form liegen je 11 negative und 11 positive Ladungen vor. Entfernt man ein negatives Elektron, dann bleibt eine positive Ladung „über“.

⇒ Das Ion ist also einfach positiv geladen

Hinweis:

In Reaktionsgleichungen werden keine Elektronen „abgezogen“ oder „subtrahiert“. Für die Gleichung wird stattdessen von einer „Aufspaltung“ in Elektron und Ion ausgegangen.

12.4.2 Bildung des Cl- Ions

${}^{35}_{17}\text{Cl}$ hat 7 Außenelektronen.

Merksatz

Was muss passieren, damit eine vollbesetzte Außenelektronenwolke vorliegt?

Eine Außenelektron wird aufgenommen. das neue Teilchen hat nun ein Elektron mehr und somit eine negative Ladung mehr als vorher. Dadurch ist es negativ geladen.

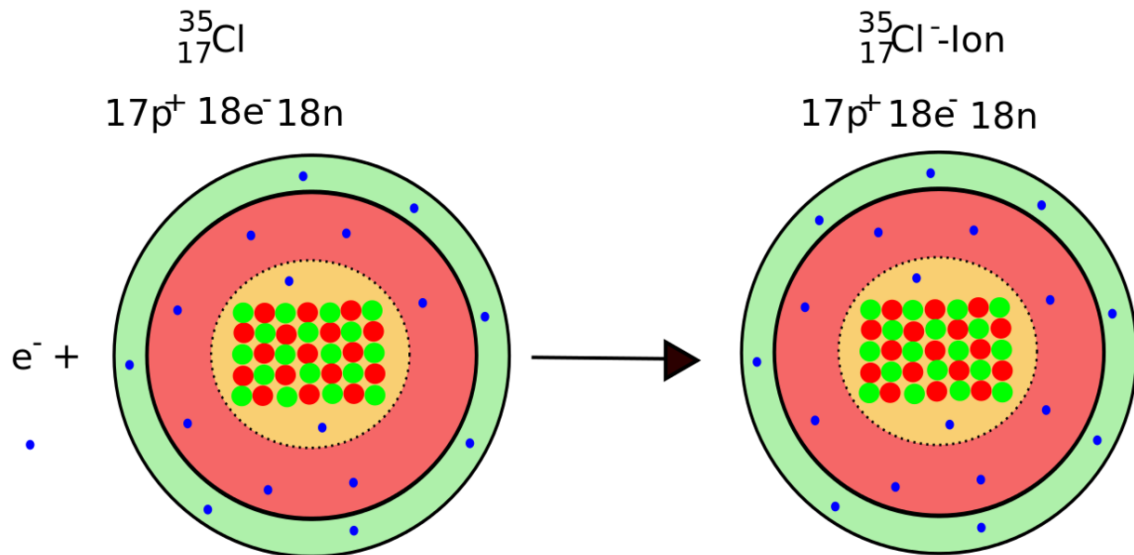


Abb. 115 Abgabe eines Außenelektrons

Wie kommt es zur negativen Ladung?

In der atomaren Form liegen je 17 negative und 17 positive Ladungen vor. Fügt man nun ein negatives Elektron hinzu, dann liegt eine negative Ladung im Überschuss vor.

⇒ Das Ion ist also einfach negativ geladen.

Zusatzinformation:

Fast jedes Element kann sowohl atomar, als auch in ionischer Form auftreten. Salze sind aus Ionen aufgebaut.

Aufgaben:

Welche Ionen bildet:

- a) LiF
- b) MgO
- c) HCl²
- d) CaF₂

2 Schüler stoßen von selbst darauf, dass es nur ein Proton ist!

12.5 Erklärung nach den Besetzungsregeln des Orbitalmodells

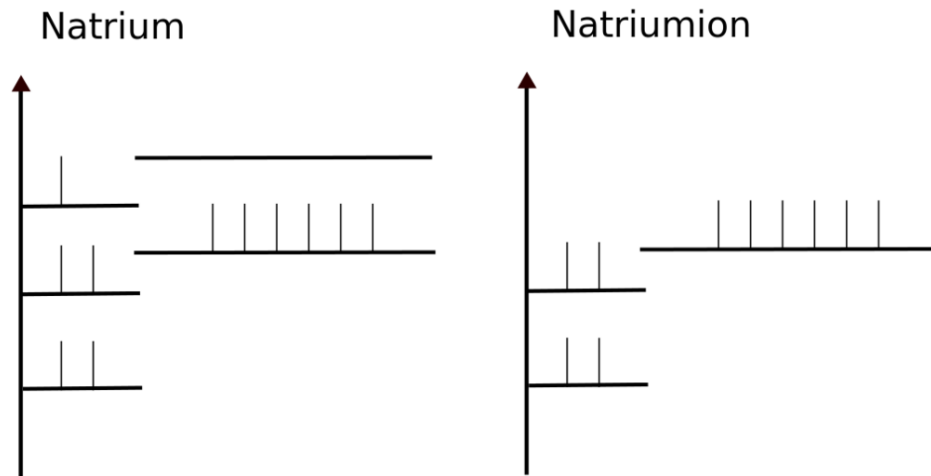


Abb. 116 Energieniveauschemen von Natrium und einem Natriumion

Exkurs: Folie: Hinweis auf vollbesetzte Energieniveaus der Edelgase

⇒

Nach Möglichkeit „streben“ Elemente vollbesetzte Energieniveaus an!

Welche Ladung kann ein Natriumion tragen, damit es nur vollbesetzte Energieniveaus hat?

+1

Natriumatom	Natriumion
11 Elektronen davon 1 Valenzelektron	10 Elektronen, davon 8 VE
⇒ keine voll besetzt E-Wolke	⇒ voll besetzte Valenz-Schale
⇒ chemisch eher instabil und reaktiv	⇒ stabilerer Zustand (energetisch günstiger)
	⇒ wenig reaktiv

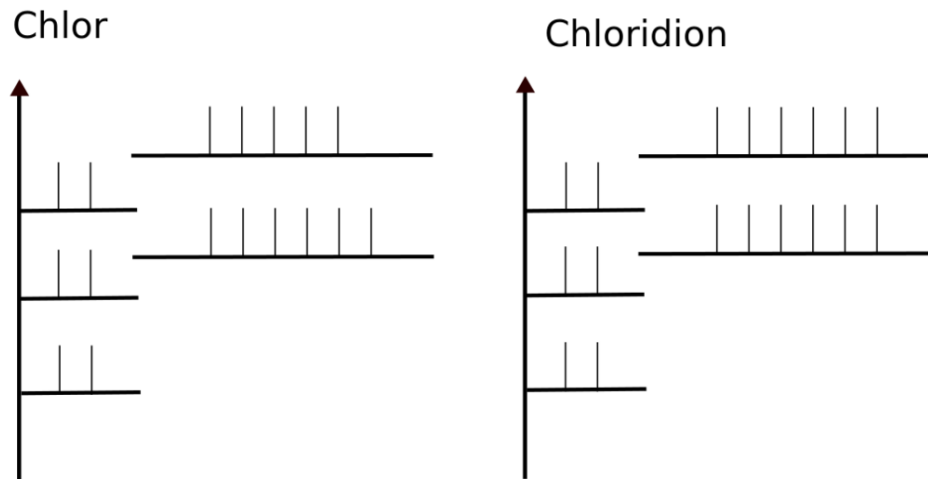


Abb. 117 Energieniveauschemen von Chlor und einem Chlorion

Welche Ladung kann ein Chloridion tragen, damit es nur vollbesetzte Energieniveaus hat?

-1

Chloratom	Chloridion
17 Elektronen davon 7 Valenzelektron	18 Elektronen, davon 8 VE
⇒ keine voll besetzt E-Wolke	⇒ voll besetzte Valenz-Schale
⇒ chemisch sehr reaktiv	⇒ stabilerer Zustand (energetisch günstiger)
	⇒ wenig reaktiv

12.6 Eigenschaften der Salze

12.6.1 Der Schmelzpunkt von Salzen ist sehr hoch.

In Salzen liegen also Ionen vor. Diese haben eine positive oder negative Ladung. Natriumchlorid besteht aus positiven Natriumionen und negativen Chloridionen. Positive und negative Ionen ziehen sich gegenseitig an. Besonders im Feststoff ist diese Anziehung besonders stark. Aus dem Kapitel über die Eigenbewegung der Teilchen weißt Du schon, dass alle Teilchen schwingen. Also auch Ionen!

Was passiert nun beim Schmelzen eines Salzes?

Ionen beginnen zu schwingen und brechen dadurch den „Ionenverbund“ aus positiven und negativen Ionen auf. ⇒ Ionen werden frei beweglich, das Salz schmilzt.

Beim Schmelzen von Salzen werden dabei also die Ionen voneinander getrennt. Durch Zufügen von Energie erhöht sich dabei die Eigenschwingung der Ionen. Überschreitet die Energie den Schmelzpunkt, ist die Schwingung so groß, dass der Verband aus Ionen „zusammenbricht“.

Insgesamt kann man sagen, dass bei Salzen der Schmelzpunkt sehr hoch ist, da die Ionen sich durch die Ionenladung gegenseitig zusammenhalten und man „mehr“ Wärmeenergie zufügen muss, um den Verbund zu lösen, als bei Verbindungen, die keine Ladungen enthalten (z.B. Zucker).

12.6.2 Charakteristische Eigenschaften von Salzen:

- Salze sind aus Ionen aufgebaut
- Salzschnmelzen und wässrige Lösungen leiten den elektrischen Strom (☐ freie bewegliche Ionen)
- Salzkristalle leiten den elektrischen Strom nicht!
- Salze sind bei Raumtemperatur Feststoffe. Sie haben einen hohen Schmelzpunkt
- Salzkristalle sind hart und spröde
- Sie bestehen immer aus einem oder mehreren Metallion und einem oder mehreren Säurerestion
- Nach „außen“ hin sind Salze ungeladen

12.6.3 Salzgewinnung:

Salze sind für den Menschen unentbehrlich. Das wichtigste ist dabei das Kochsalz (Natriumchlorid). Es wurde im Mittelalter auch das „weiße Gold“ genannt. Salz war stets ein wichtiges Handelsgut. Es fand sogar mehrfache Erwähnung in der Bibel. Viele Städte tragen das Wort Salz (oder das Keltische Wort Hall) im Namen. (z.B. Halle, Reichenhall, Hallein, Hall, Schwäbisch Hall, Salzburg, Salzgitter, Bad Salzuflen, Salzdettford, Bad Salzschlirf).

Menschen gewinnen Salz entweder durch Meerwasserentsalzung, Salzstöcke oder aus Solen. Städte, die im Mittelalter über Salzlager verfügten waren in der Regel dadurch sehr reich.

Gebrauch von Salzen: Kochsalz, Soda (für Seifensiedereien, Glashütten), Waschstoff, Chlorherstellung (Bleich- und Desinfektionsmittel, für die PVC-Herstellung), Streusalz...

12.6.4 Zusatzinformationen:

w:Salze³

12.7 Kochsalz „NaCl“

w:Natriumchlorid⁴

- Als Speisesalz wird Natriumchlorid zur Würzung von fast allen Speisen (wenn auch in sehr unterschiedlichen Mengen) benutzt. Es ist für den Menschen lebenswichtig.

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Salze>

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Natriumchlorid>

- Große Mengen an Salz werden als Streusalz (Auftausalz) im Winter verwendet. Der Effekt der Schmelzpunktniedrigung wird im Labor auch bei der Bereitung von Kältemischungen genutzt.
- Natriumchlorid ist ein wichtiger Rohstoff für die chemische Industrie, insbesondere zur Gewinnung von Chlor und Natriumhydroxid in der Chlor-Alkali-Elektrolyse.
- Als Regeneriersalz für Geschirrspülmaschinen und bei Wasseraufbereitungsanlagen.
- Eine 0,9%ige Lösung von Natriumchlorid in Wasser wird in der Medizin als physiologische Kochsalzlösung zur Auffüllung des Blutvolumens verwendet; sie ist isoosmotisch mit dem Blutplasma.
- Zur Konservierung von Lebensmittel, z.B. Pökelfleisch, Einlegen von Fisch usw.

12.8 Wie bestimmt man Ionenladungen?

12.8.1 In der Chemie verwendet man meist drei Typen von Stoffen

a) Elemente (stehen im PSE). Ihre Formel ist immer so, wie sie dort stehen (z.B. Mg oder Fe), bis auf die Ausnahmen Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff und 7.HG. Diese liegen immer als 2fach Molekülelement vor (z.B. H₂, O₂, N₂, F₂, Cl₂ ...)

b) Molekülverbindungen aus mehreren Elementen (z.B. H₂O, CO₂ oder NH₃), Ihre Formel muss man kennen (also lernen - sind ja aber auch meist bekannt - sind die üblichen)

c) Salze und Oxide (Oxide werden als oft Salze behandelt, haben aber statt des Säurerestes der Salze das „O“.

z.B.: Salze: KCl, Na₂SO₄, Ca₃(PO₄)₂

Oxide: CuO, Fe₂O₃, Na₂O

12.8.2 Aufgaben:

Schüler Ionen zeichnen und Ladung bestimmen lassen. Dabei werden von Wasserstoff bis Calcium alle an einzelne Schüler verteilt. In Vierergruppen werden die Ionen dann an die Tafel geschrieben und ins Heft schnell abgeschrieben. Die Sonderrolle des Wasserstoffs wird in der Folgestunde besprochen.

Zum Ende der Stunde werden allgemeine Regeln abgeleitet:

12.8.3 Regeln:

Oberstes Gebot: Die Anzahl an Valenzelektronen des ungeladenen Atoms bestimmt die Ionenladung. Ziel ist es dabei i.d.R. Edelgaskonfiguration zu erhalten

⇒

Die Ladung einatomiger Ionen entspricht bei Elementen der 1.- 3. Hauptgruppe der Hauptgruppennummer.

- Die Elemente der 1. Hg bilden 1fach positive Ionen (z.B.: $Li \rightarrow Li^+ + e^-$)
- Die Elemente der 2. Hg bilden 2fach positive Ionen (z.B.: $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$)
- Die Elemente der 3. Hg bilden 3fach positive Ionen (z.B.: $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$)

Bei den restlichen Elementen kann sie der Anzahl an Elektronen entsprechen, die zum Erreichen von vollständig besetzten Energiestufen aufgenommen (oder abgegeben werden) müssen:

Bsp. Sauerstoff hat 6 VE \Rightarrow zur vollbesetzten Energiestufe fehlen $2 e^- \Rightarrow O^{2-}$ - Ion

- Elemente der 7. Hg bilden oft 1fach negative Ionen (wenn sie überhaupt Ionen bilden) (z.B.: $Cl \rightarrow Cl^- + e^-$)
- Elemente der 6. Hg bilden oft 2fach negative Ionen (wenn sie überhaupt Ionen bilden) (z.B.: $O \rightarrow O^{2-} + 2e^-$)
- Elemente der 5. Hg bilden oft 3fach negative Ionen (wenn sie überhaupt Ionen bilden) (z.B.: $N \rightarrow N^{3-} + 3e^-$)
- Metalle bilden positive geladene Ionen (= Kationen), Nichtmetalle bilden (wenn sie Ionen bilden) negativ geladene Ionen (=Anionen)
- Nebengruppenelemente (Fe, Cu, Zn) bilden „Kationen“ verschiedener Ladungen
- Edelgase bilden keine Ionen

Aufgaben

1. Ionen entstehen durch...
2. Na^+ -Ionen unterschieden sich von Na-Atomen durch...
3. Welche Eigenschaften haben Ionen
4. Erkläre den Begriff Ionenbindung
5. Wie bestimmt man die Ladung eines Säurerestes?
6. Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?
7. Schlage Im Periodensystem nach, wie sich die Atom- und Ionenradien bei drei von Dir gewählten Elementen unterscheiden
8. Bestimme die Ionenladungen der folgenden Ionen:

Na, Cl, Mg, Li, Sr, Be, S, O, Al, Os, C, H, K, Ca, Ba, Br, I, F, Ne

12.8.4 Welche Ionenladung hat das Wasserstoffion?

Wasserstoff hat nur ein einziges Elektron. Es kann zum Erreichen der vollbesetzten Außenelektronenwolke ein e^- aufnehmen oder abgeben.

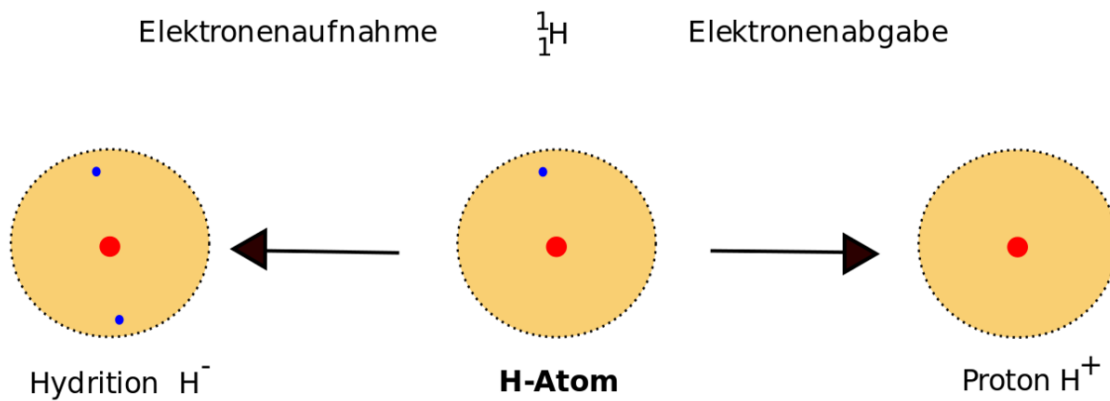


Abb. 118 Ionenladung des Wasserstoffs

Definition

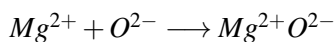
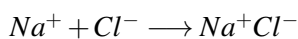
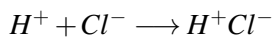
Während einige Metalle mit dem Hydrid Verbindungen eingehen, so ist (v.a. in der Schule) das H_+ der häufigere Reaktionspartner.

12.9 Die Ionenbindung

Vom Magnetismus aus dem Physikunterricht kennst Du die Anziehung der unterschiedlichen Pole und die Abstoßung von gleichsinnigen Polen. In der Chemie hast Du nun positive und negative elektrostatische Ladungen bei Ionen kennen gelernt. Auch diese ziehen sich bei unterschiedlichem Vorzeichen an und stoßen sich bei gleichem Vorzeichen ab.

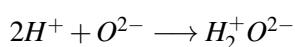
Definition

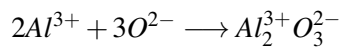
Ionen ungleicher Ladung ziehen sich an und verbinden sich



Definition

Dabei müssen positive und negative Ladungen ausgeglichen sein, so dass die entstehende Verbindung „nach außen“ ungeladen ist.



**Definition**

Die Verbindung von Ionen zu einer Verbindung nennt man Ionenbindung

12.10 Zusammensetzung der Salze

Bei festen Salzen sind sich immer (positive) Metallionen mit (negativen) Säurerestionen miteinander verbunden. Im gelösten Zustand enthält die Lösung beide Ionensorten, welche sich in der Lösung frei bewegen. Dieses kennzeichnet man durch ein „(aq)“ am Ion. (z.B. $Li^+_{(aq)}$)

Metallion		Säurerestion	
Lithium:	Li^+	Cl^-	Chlorid
Kalium:	K^+	F^-	Fluorid
Natrium:	Na^+	Br^-	Bromid
Magnesium:	Mg^{2+}	I^-	Iodid
Calcium:	Ca^{2+}	S^{2-}	Sulfid
Barium:	Ba^{2+}	$(NO_3)^-$	Nitrat
Aluminium:	Al^{3+}	$(SO_4)^{2-}$	Sulfat
Kupfer:	Cu^{2+}	$(SO_3)^{2-}$	Sulfit
Silber:	Ag^+	$(CO_3)^{2-}$	Carbonat
Eisen:	Fe^{2+} / Fe^{3+}	$(PO_4)^{3-}$	Phosphat

12.11 Liste einiger wichtiger Anionen

Ion	Name	Ion	Name	Ion	Name
SO_4^{2-}	Sulfat	NO_3^-	Nitrat	ClO_4^-	Perchlorat
HSO_4^-	Hydrogensulfat	NO_2^-	Nitrit	ClO_3^-	Chlorat
SO_3^{2-}	Sulfit	S^{2-}	Sulfid	NH_4^+	Ammonium
MnO_4^-	Permanganat	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Thiosulfat	PO_4^{3-}	Phosphat
CrO_4^{2-}	Chromat	CO_3^{2-}	Carbonat	HPO_4^{2-}	Hydrogenphosphat
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dichromat	HCO_3^-	Hydrogencarbonat	H_2PO_4^-	Dihydrogenphosphat

12.11.1 Aufgaben:

1. Trage alle Ionenladungen der Säurereste auf dem Säurezettel des letzten Jahres ein!
2. Bestimme die Ionenladungen der folgenden Ionen:
Na, Cl, Mg, Li, Sr, Be, S, O, Al, Os, C, H, K, Ca, Ba, Br, I, F, Ne
3. Wie lautet die richtige Formel für folgende Salze:
 - Natriumchlorid (= Kochsalz):
 - Bariumsulfat:
 - Magnesiumcarbonat:
 - Natriumsulfat:
 - Lithiumnitrat:
 - Kaliumbromid:
 - Calciumphosphat:
 - Aluminiumsulfat:

12.11.2 Übungen

Schreibe hinter jedes Symbol die passende Ionenladung und kombiniere anschließend die Ionen zu nach „außen“ hin ungeladenen Salzen. Schreibe unter die Salzformel den passenden Namen

Name des Metallion	Name des Nichtmetalls/Nichtmetallverbindung									
	F	Cl	S	O	NO ₃	SO ₄	PO ₄			
K										
Li										
Na										
Ca										
Al										
Fe ²⁺										
Fe ³⁺										
Pb										
Cr										
Cu										

12.12 Nomenklatur bei Salzen

Salze werden nach mit dem Atomnamen des Metallions und dem Säurerest benannt. Die Wertigkeit des Metallions kann dabei durch eine griechische Zahl angegeben werden. Bsp.: Eisen (III) Chlorid

Zahlenwert	Vorsilbe
1	mono
2	di
3	tri
4	tetra
5	penta
6	hexa
7	hepta
8	octa
9	nona
10	deca

12.13 Zusammenfassung Ionen

- Vervollständige die Sätze
 - Ionen entstehen durch ...
 - Ionen unterscheiden sich von Atomen durch ...
 - Salze sind so aufgebaut, dass ...
 - Ionen haben die Eigenschaften ...
 - Ionenladungen bestimmt man ...
 - Die Ladung eines Säurerestes kann man bestimmen, indem...
- Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?

12.14 Übungstest zum Thema „Salze und Ionen“ I

guter Leiter? j/n	Stoff	Erklärung
	Zuckerlösung	
	Magnesiumchloridlösung	
	Natriumsulfatkristall	
	Kochsalzschmelze	
	Silberchlorid in Wasser	
	Wasser aus der Leitung	
	Metallstab	
	Kohlenstoffdioxid	

Natriumion:		Nitration:		Sulfation:		Carbonation:
Berilliumion:		Chloridion:		Sulfidion:		Fluoridion:
Magnesiumion:		Phosphation:		Oxidion:		Silberion:

	F	Cl	S	SO ₄	CO ₃	PO ₄
K						
Li						
Ca						
Al						
Ba						
Ag						

1. Welche der in der Tabelle sind gute Leiter für elektrischen Strom? (je 0,5P \Rightarrow 4P)
2. Definiere den Begriff „Ion“! (2P)
3. Welche Unterschiede bestehen zwischen Natrium als Element und dem Natriumion? (4P)
4. Unterstreiche bei den Begriffen Anionen in rot und Kationen in grün und notiere dann die entsprechende Formel mit ihrer Ionenladung. (Begriffe je Ion 0,25P + je Formel 0,25P \Rightarrow 6 P)
5. Bestimme die Ionenladungen der Ionen in der Tabelle rechts und erstelle dann die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben. Zum Schluss markiere die schwerlöslichen Salze! (je 0,25P \Rightarrow 9P)
6. Nenne die allgemeine Regel, nach der Salze aufgebaut sind und beschreibe dann die genaue Anordnung. Gehe dabei auch auf den vorliegenden Bindungstyp ein. (4P)
7. Wenn man in Trinkwasser Silbernitratlösung tropft, kommt es zu einer leichten Trübung. Beschreibe die Reaktion genau und benenne den sich bildenden Stoff. (Rückseite) (6P)

12.15 4 Möglichkeiten der Salzbildung

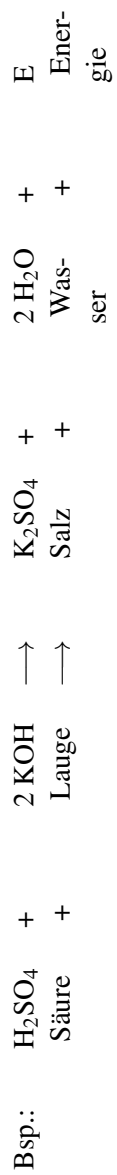
Salze lassen sich auf mehreren Wegen bilden. Diese sind auch in der Natur so zu finden.

12.15.1 1. Salzbildung durch Neutralisation

Diesen Weg kennst Du schon aus dem Kapitel „Neutralisation“.

Versuchsbeschreibung Zu Schwefelsäure wird erst etwas Universalindikator und dann tropfenweise Kalilauge zugefügt. Die neutrale Lösung wird eingedampft.

Beobachtung Lösung wird warm, nach dem Eindampfen liegt ein weißer Feststoff vor.



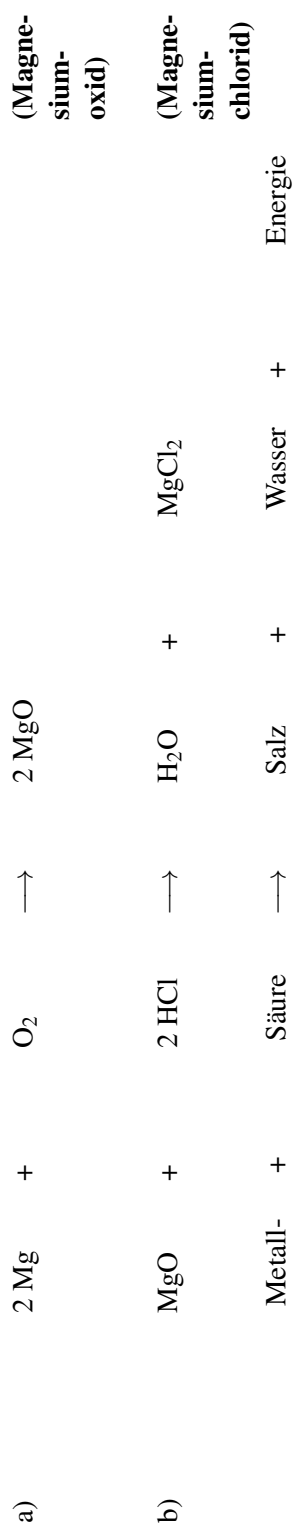
12.15.2 2. Salzbildung aus Metalloxid und Säure

Versuchsbeschreibung

- a) Etwa 4 cm Magnesiumband wird mit einer Tiegelzange in die Bunsenbrennerflamme gehalten. Gib das Reaktionsprodukt in ein Reagenzglas. (Hinweis: Nicht in die Flamme schauen!)
- b) Salzbildung: In das Reagenzglas wird verdünnte HCl gegeben (etwa 2cm hoch).Dampfe anschließend die Lösung ein. Benutze dabei unbedingt die **Schutzbrille!**

Beobachtung

- a) Mg verbrennt mit sehr heller Flamme. Das Reaktionsprodukt ist ein weißes Pulver. Das Oxid löst sich in der Säure, beim Eindampfen erhält man einen farblosen Feststoff.



12.15.3 3. Salzbildung aus Nichtmetalloxid und Lauge

Versuchsbeschreibung

- a) Herstellung von frischem Kalkwasser Überschichte 2 Spatelspitzen CaO mit Wasser und schüttle kräftig. Filtriere die entstandene Lösung. [genaue Anleitung und Demonstration!]
- b) Salzbildung: Blase mit Hilfe einer Pipette mehrmals ausgeatmete Luft in die Lösung.

Beobachtung	
a) Nur ein Teil des CaO löst sich in Wasser	a) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ (Kalkwasser)
b) Die Lösung färbt sich milchig-trüb	b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{E}$

Calciumcarbonat (Kalk) ist ein schwerlösliches Salz. Es löst sich nur in geringem Maße⁵

Definition

Nichtmetalloxid + Lauge \rightarrow Salz + Wasser + E

Anmerkung: Im Grunde entsprechen die Wege 2. und 3. dem ersten, da in Nichtmetalloxide mit Wasser Säuren bildet und Metalloxide mit Wasser Laugen entstehen lassen.

12.15.4 4. Salzbildung aus den Elementen

Versuchsbeschreibung ca. 5 g Magnesium (alternativ Zink) werden mit ca. 3 g Iod (I_2) vorsichtig vermischt. Das fertige Gemisch wird dann auf ein Uhrgläschengebracht und im Abzug vorsichtig mit wenigen Tropfen Wasser aus der Spritzflasche benetzt. Alternativ kann der Versuch im Reagenzglas durchgeführt werden. Dann kann nach Reaktionsende deutlich mehr Wasser zugefügt werden, in dem sich das Salz löst. Das Wasser wird ab dekantiert und anschließend eingedampft.

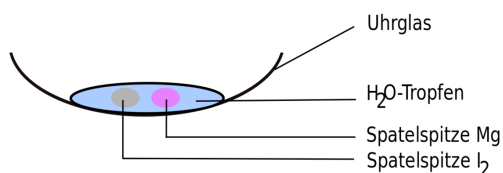
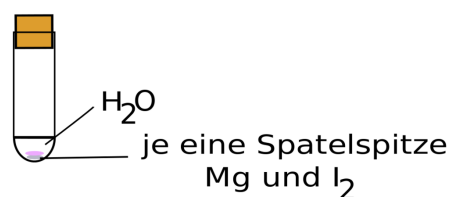


Abb. 119 Versuchsaufbau der Salzbildung aus Elementen im Uhrglas



Schütteln!

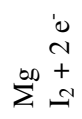
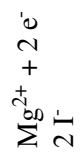
Abb. 120 Versuchsaufbau der Salzbildung aus Elementen im Reagenzglas

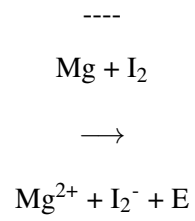
⁵ D.h. in Wasser wird nicht genügend Energie aufgebracht, das Ionengitter zu „zerstören“. \Rightarrow Das Salz löst sich nicht (nur in sehr geringen Mengen), solange nicht mehr Energie zugeführt wird.

Beobachtung Heftige Reaktion, Bildung eines hellen Feststoffs, violette Ioddämpfe, Der Feststoff löst sich in Wasser. Nach dem Eindampfen der Lösung ist er am RG-Boden sichtbar.

Bei der Reaktion von Mg und I₂ entsteht (festes) Magnesiumiodid. Dieses ist aus Ionen aufgebaut (Salz!) ⇒ Bei der Reaktion hat ein Magnesiumatom Elektronen an 2 Iodatome abgegeben:

Es ist das Salz Magnesiumiodid entstanden





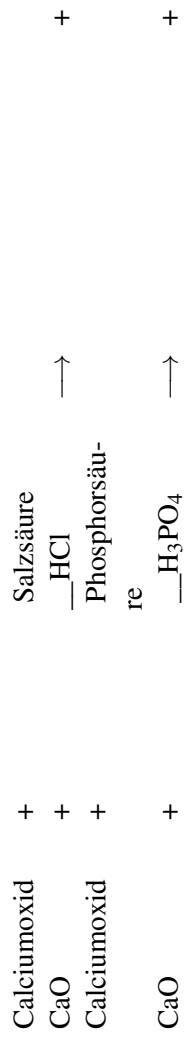
Merksatz

Metall + Nichtmetall \longrightarrow Salz

12.15.5 Aufgaben

- Vervollständige die Gleichungen:

Metalloxid + Säure:



```
{|
|colspan="5"|Nichtmetalloxid + Lauge:
|-
| ||Schwefeldioxid ||+ || Barytwasser || || || || | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ||SO2 ||+|| __Ba(OH)2 ||→ ||width="10%"| ||+||width="10%"|
|-
| ||Kohlendioxid ||+|| Natronlauge || || || || | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ||CO2||+|| __NaOH||→ ||width="10%"| ||+||width="10%"|
|}
```

```
{|
|colspan="5"|Metall + Nichtmetall:
|-
| ||Magnesium||+ || Brom || || || || | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ||Mg ||+|| __Br2 ||→ ||width="10%"| ||+||width="10%"|
|-
| ||Eisen ||+|| Chlor ||(es entsteht|| Eisen||(III)clorid)|| | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| ||__Fe||+|| __Cl2||→ ||width="10%"| ||+||width="10%"|
|}
```

- Wiederhole die Edelgasregel
- Wenn Du eine Energiebetrachtung zu allen Salzbildungen durchführst, was fällt dann auf?

12.16 Salzbildung II: Die Bildung von Zinksulfid aus den Elementen

Versuchsbeschreibung Zur Vereinigung von Zink und Schwefel werden beide Elemente miteinander vermischt und auf einem Drahtnetz mit einem glühenden Draht entzündet. ([2 : 1], kleine Mengen, Abzug, **Schutzbrille!**)

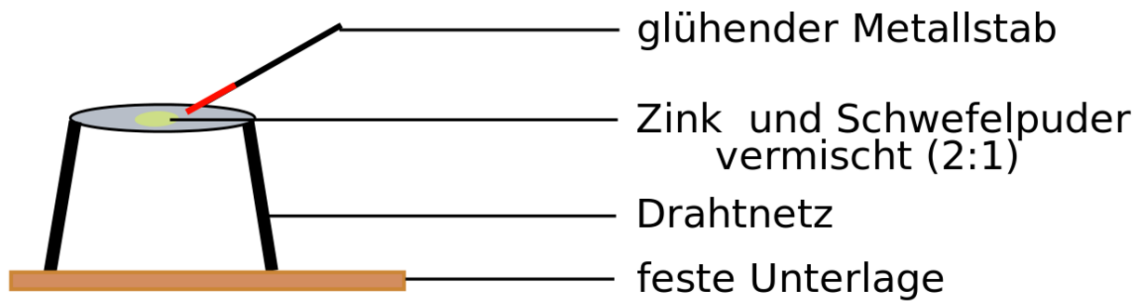
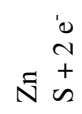
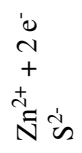


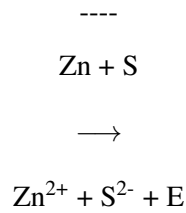
Abb. 121 Versuchsaufbau Bildung von Zinksulfat aus den Elementen

Beobachtung Sehr heftige Reaktion, Rauchentwicklung

Es fand eine Salzbildung statt. Die Reaktion ist stark exotherm. Der neue Stoff heißt Zinksulfid.

Zum Aufstellen der Reaktionsgleichung muss man wissen, dass Zn zwei Valenzelektronen besitzt.





12.17 Elektrolyse einer (wässrigen) Kupferchloridlösung

Eine Elektrolyse ist eine Aufspaltung einer Verbindung mit Hilfe von elektrischem Strom. Viele Elektrolysen sind in der Technik sehr wichtig: Die reine Form der Metalle Aluminium und Magnesium können nur elektrolytisch hergestellt werden.

Versuchsbeschreibung In diesem Versuch soll durch Elektrizität Kupferchlorid gespalten werden. Eines der Produkte ist dabei sehr nützlich! Dazu werden in eine Kupferchloridlösung zwei Kohlenstoffelektroden getaucht und eine Spannung von 5V angelegt.

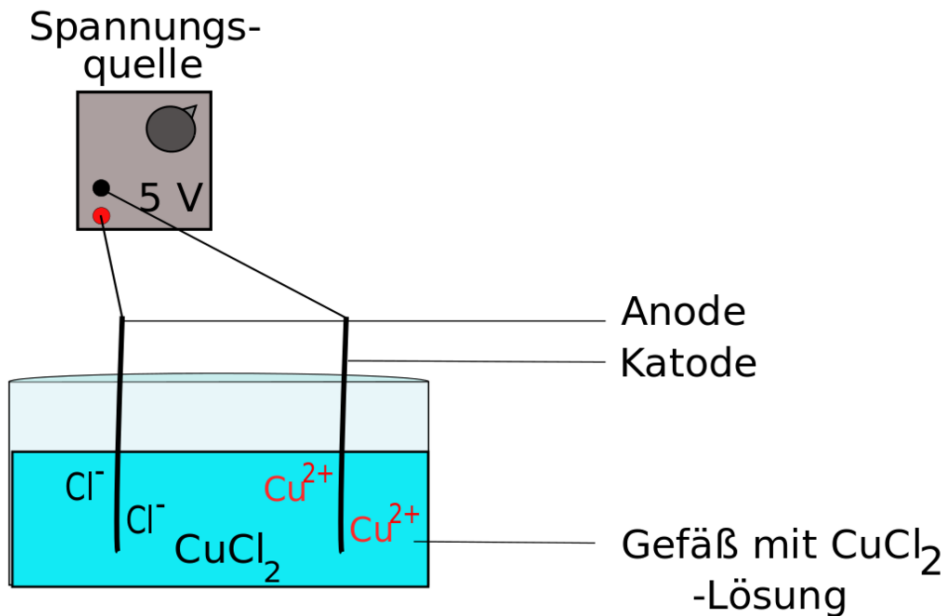


Abb. 122 Versuchsaufbau Elektrolyse

Beobachtung	
An der Anode entsteht ein dunkelbrauner Feststoff	⇒ Kathode: Kupferabscheidung
An der Kathode entsteht ein stechend riechendes Gas	⇒ Anode: Chlorentwicklung

12.17.1 Detailzeichnung:

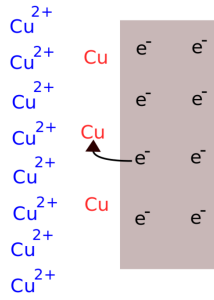


Abb. 123 Detailzeichnung der Elektrolyse

Merksatz

Die Elektrolyse ist eine chemische Reaktion, die erst durch das Zufügen von elektrischen Strom möglich wird. Dabei „liefert“ die Spannungsquelle Elektronen zum Minuspol, wodurch Kationen entladen werden. Es entsteht elementares Kupfer. Am Pluspol „saugt“ die Spannungsquelle Elektronen von den Anionen ab, so dass auch diese entladen werden. Es bildet sich Chlor (die Spannungsquelle kann als „Elektronenpumpe“ gesehen werden).

12.17.2 - Pol (Kathode):



12.17.3 + Pol (Anode):

Cu

↑

$2e^-$

+

Cu^{2+}

12.17.4 Gesamtreaktionsgleichung:

Cu

+

Cl₂

→

Cu²⁺

+

2Cl⁻

Kathode:	Kupferionen	(= Kationen)	+	Elektronen	→ Kupferatome
Anode:	Chloridionen	(= Anionen)			→ Chloratome + me (→ Chlormoleküle)

12.17.5 Aufgaben:

Stelle die Reaktionsgleichung einer Magnesiumchlorid-Lösung Elektrolyse auf. Welche Produkte entstehen?

12.18 Übung - Verkupfern eine Schlüssels

Als Verkupfern bezeichnet man das Überziehen metallischer Gegenstände mit Kupfer. Der Vorgang ist eine Sonderform der Elektrolyse. Allerdings steht nicht die Zersetzung des Salzes im Vordergrund, sondern vielmehr das entstehende Produkt Kupfer. Bei geeigneten Bedingungen legt es sich auf dem metallischen Gegenstand, der als Minuspol dient ab.

Versuchsbeschreibung Elektrolyse einer Kupferionenlösung:

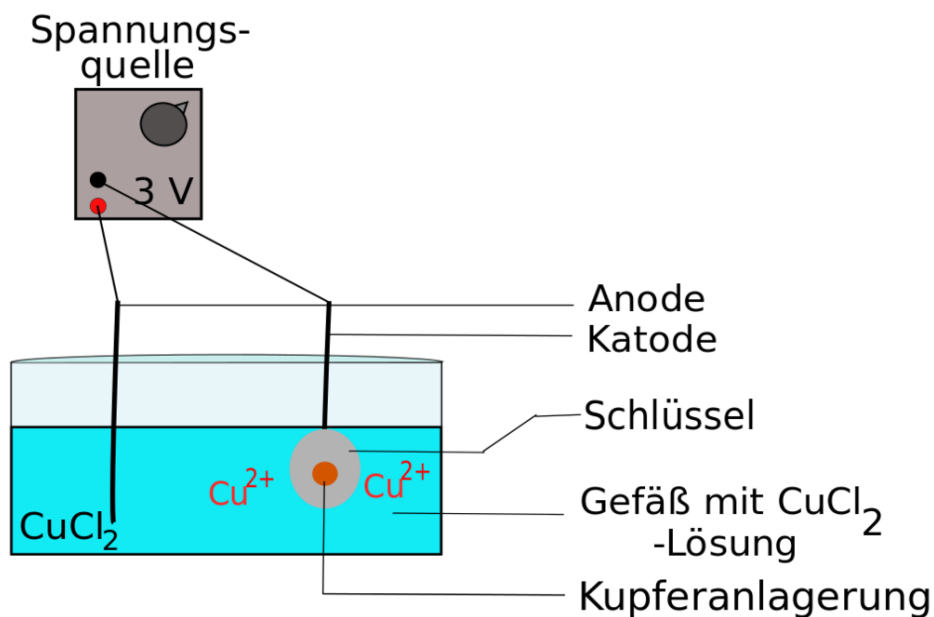


Abb. 124 Versuchsaufbau Leitfähigkeit von Lösungen

Problem: Wie kann das Kupfer gut am Feststoff haften? Möglichst dichter und geschlossener Kupferüberzug \Rightarrow Reinigung

Beobachtung An der Anode entsteht ein dunkelbrauner Feststoff An der Kathode entsteht ein stechend riechendes Gas.

Am Schlüssel setzt sich schon nach kurzer Zeit ein rotbrauner Belag ab, der Anfangs schwarz erscheint. Es handelt sich um Kupfer. (siehe auch vorheriger Versuch)



12.18.1 Zusatzinformationen:

Andere Möglichkeiten zum w:Verkupfern⁶:

w:Elektrolyse⁷

12.19 Max von Laue - Versuch

w:Max von Laue⁸

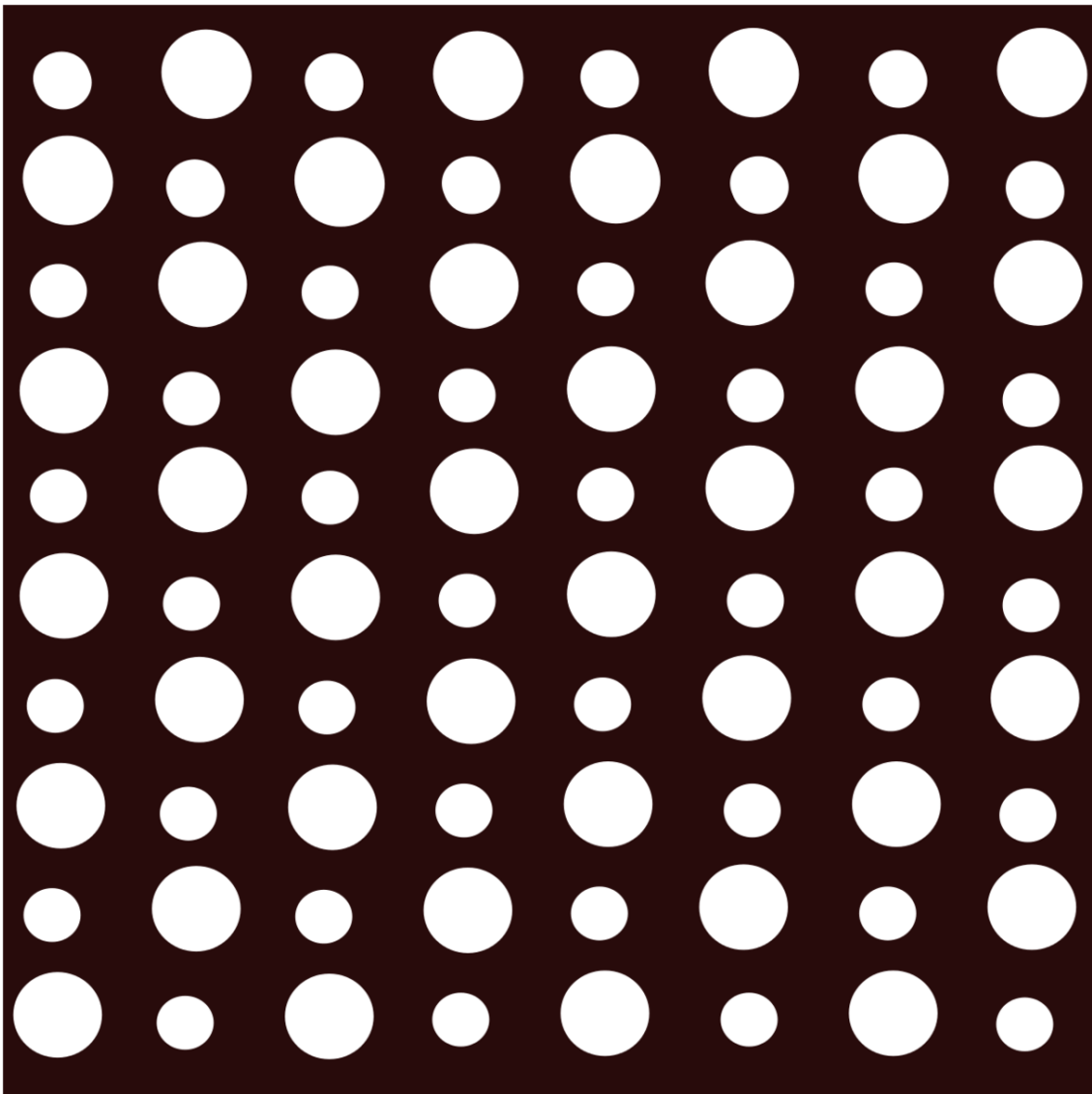
Max von Laue studierte an der Universität Straßburg Physik und beschäftigte sich nach seinem Umzug nach Göttingen schwerpunktmäßig mit der Optik. 1903 promovierte er bei Max Planck in Berlin. Nach seiner Habilitation 1906 beschäftigte er sich mit der Relativitätstheorie Albert Einsteins und entwickelte 1907 mit optischen Experimenten wichtige Beweise für die Richtigkeit des Einsteinschen Additionstheorems. 1909 kam er als Privatdozent an das Institut für theoretische Physik der Universität München.

Im Jahr 1912 entdeckte er zusammen mit Friedrich und Knipping die Beugung von Röntgenstrahlen an Kristallen. Damit waren sowohl der Wellencharakter der Röntgenstrahlung als auch die Gitterstruktur der Kristalle nachgewiesen. Für seine Arbeit erhielt von Laue 1914 den Nobelpreis für Physik.

6 <http://de.wikipedia.org/wiki/Verkupfern>

7 <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrolyse>

8 <http://de.wikipedia.org/wiki/Max%20von%20Laue>

12.19.1 Der Laue - Versuch:**Abb. 125** Ergebnis des Laue-Versuches

Versuchsbeschreibung Ein Salzkristall wird mit Röntgenstrahlung bestrahlt. Dahinter befindet sich eine Fotoplatte, welche für Röntgenstrahlen empfindlich ist⁹.

Beobachtung Laue bemerkte charakteristische Schwärzungen. Er untersuchte daraufhin verschiedene Salze und stellte fest, dass es scheinbar drei Typen von Mustern gab, die besonders häufig auftreten.

⁹ Auch wenn Menschen die Röntgenstrahlen nicht sehen können, so ist die Photoplatte dafür doch sensibel. Röntgenstrahlen schwärzen die Stellen, auf die sie treffen (denn es ist ja erstmal ein Negativ!). Nach der Entwicklung sind diese Stellen dann hell (siehe auch Abbildung)

Im festen Zustand liegt in Salzen ein Ionengitter vor. Dabei sind Ionen im richtigen stöchiometrischen Verhältnis so „gepackt“, dass jedes Kation die gleiche Anzahl an Anionen als Nachbarn hat (und umgekehrt). Ein positives Ion hat also nur negative Ionen als Nachbar und umgekehrt. Die Anzahl ist dabei immer gleich! Diese Zahl nannte er Koordinationszahl. Die Koordinationszahl gibt die Anzahl der unmittelbaren Nachbarn an, welche für die jeweiligen Salze typisch ist!

Es gibt dabei v.a. drei wichtige Typen, die besonders häufig auftreten. Laue benannte sie nach den Salzen, wo er dies zuerst bemerkte:

NaCl: Natriumchlorid-Typ KZ = 6 (also 6 Nachbarn pro Ion) bildet einen Oktaeder

CsCl: Cäsiumchlorid-Typ KZ = 8 (also 8 Nachbarn pro Ion) bildet einen Würfel

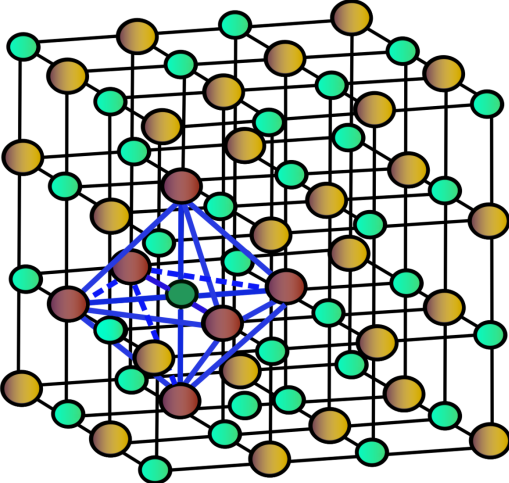
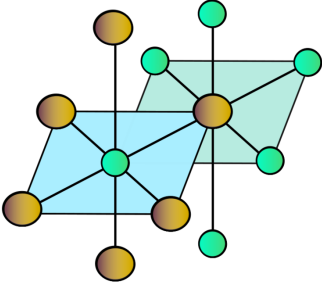
ZnS : Zinksulfid-Typ KZ = 4 (also nur 4 Nachbarn pro Ion) bildet einen Tetraeder

Aber warum ist die Summenformel dann NaCl?

Wenn aber jedes Ion so viele Nachbarn hat, warum ist dann die Summenformel nicht Na_xCl_x ? Das wäre doch viel zu chaotisch und kompliziert! Die Summenformel gibt also nur das Verhältnis der Ionen an.

Bsp.: Na^+Cl^- : Verhältnis $\text{Na}^+ : \text{Cl}^- = 1:1$

12.20 Räumliche Struktur des Natriumchlorids

Das Natriumchlorid-Ionengitter	Natriumchlorid hat die Koordinationszahl 6
<p data-bbox="268 1211 751 1256">● Na-Ion ● Cl -Ion</p>  <p data-bbox="244 1771 786 1832">Abb. 126 Räumliche Darstellung des Natriumchlorids im Gittermodell</p>	 <p data-bbox="823 1529 1377 1592">Abb. 127 Veranschaulichung der Koordinaten</p>

12.21 Die Koordinationszahl

Die Anordnung der Ionen im Kristall ist regelmäßig. Betrachtet man z.B. einen Natriumchloridkristall, sieht man:

- jedes Na^+ -Ion ist von 6 Cl^- -Ionen umgeben
- jedes Cl^- -Ion ist von 6 Na^+ -Ionen umgeben

⇒ Man sagt daher die Koordinationszahl (KZ) beim Kochsalz ist 6

Merksatz

Die Koordinationszahl ist die Anzahl der direkten Nachbarn in einem regelmäßig aufgebauten Verband.

Wovon hängt die Koordinationszahl ab?

1. Je größer ein Anion ist, desto mehr Kationen könnten darum angeordnet werden.
2. Die Formel gibt an wie sich die Zahlen von Anionen und Kationen in der Verbindung zueinander verhalten.

Merksatz

Die Formel einer Ionenverbindung ist immer eine Verhältnisformel, keine Molekülformel!!!

12.21.1 Beispiele für Ionenradien:

Ion	(Na ⁺)	(Cs ⁺)	(Zn ²⁺)	(Cl ⁻)	(S ²⁻)
Radius	97 pm	169 pm	74 pm	181 pm	184 pm

$\frac{r_{(Kation)}}{r_{(Anion)}}$	Koordinationszahl	Anordnung der Ionen	Gittertyp
< 0,42	4	tetraedrisch	ZnS-Typ
0,42 bis 0,73	6	oktaedrisch	NaCl-Typ
> 0,73	8	würfelförmig	CsCl-Typ

12.21.2 Aufgabe:

Ermittle die Koordinationszahlen den und Gittertyp von Lithiumbromid.

$$r_{(Li^+)} = 68 \text{ pm}, r_{(Br^-)} = 195 \text{ pm}$$

Wovon hängt der Ionenradius ab?

- a) Von Periode zu Periode nehmen die Ionenradien zu, da mit jeder Periode auch eine neue Elektronenwolke vorhanden ist
 \Rightarrow der Radius nimmt zu
- b) Von der Anzahl an Valenzelektronen. Es gilt folgende Regel: Kationen sind kleiner als die Anionen der selben Periode.

Erklärung:

Von Element zu Element nimmt innerhalb einer Periode die Kernladungszahl (= Protonenzahl) zu. Das heißt, die Außenelektronen werden immer stärker durch mehr und mehr Protonen angezogen. Der Radius nimmt leicht ab.

Merksatz

Von der Größe der Ionen ist im Übrigen auch die Anzahl an Nachbarn im Salzkristall abhängig (=Koordinationszahl). Sie bestimmt u.a. auch die Form der Salzkristalle.

- bei Kationen, also positiv geladene Ionen, ist der Ionenradius kleiner als der Atomradius. Je größer die positive Ladung ist, desto kleiner wird der Ionenradius.
- bei Anionen, also negativ geladene Ionen, ist der Ionenradius größer als der Atomradius. Je größer die negative Ladung ist, desto größer wird der Ionenradius.

Grobe Regel: Bei der Kationenbildung nimmt der Ionenradius ab, bei der Anionenbildung hingegen nur unmerklich zu

12.21.3 Zusatzinformationen:

w:Coulombsches Gesetz¹⁰

12.22 Ionenbindung und das Ionengitter

12.22.1 Definition:

Eine Ionenbindung ist die Verbindung von unterschiedlich geladenen Ionen. Die Ionen ziehen sich dabei durch elektrostatische Anziehung an und „halten“ so zusammen. Diese Ionenbindung kann z.B. durch einen Elektronenübergang von einem Atom auf ein Zweites entstehen (z.B. bei der Salzbildung). Dabei werden jeweils soviel Elektronen aufgenommen (bzw. abgegeben), bis beide Partner Edelgaskonfiguration erreichen.

12.22.2 Regeln:

- Ein Ion kann aus einem oder mehreren Atomen bestehen (Na^+ , Cl^- , NO_3^-).
- Metallatome bilden **Kationen**. Diese sind positiv geladen und kleiner als das ursprüngliche Atom, da in ihrer Elektronenwolke ein Elektron fehlt. Nichtmetallatome bilden **Anionen**. Sie sind negativ geladen und ungefähr so groß wie das ursprüngliche Atom, da sich die Anzahl ihrer Elektronenwolken nicht ändert.

¹⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Coulombsches%20Gesetz>

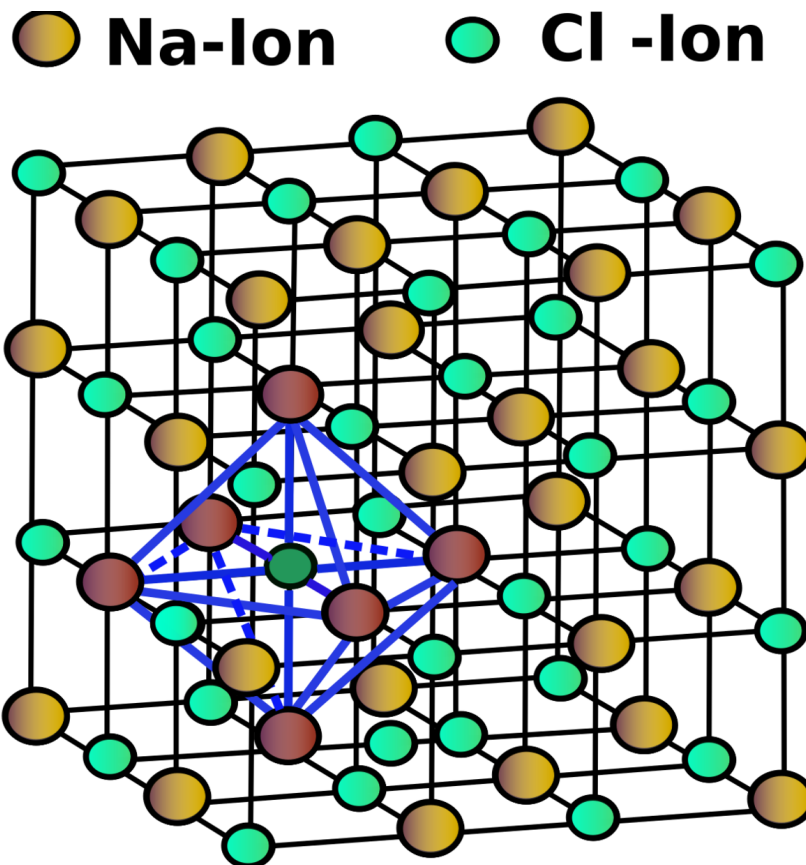


Abb. 128 Räumliche Darstellung des Natriumchlorids im Gittermodell (vereinfacht)

- Chlor: \rightarrow Chlorid (Cl^-)
- Schwefel: \rightarrow Sulfid (S^{2-})
- Eine aus Ionen aufgebaute Verbindung besteht aus zahlreichen Anionen und Kationen, die im festen Zustand zu einem **Ionengitter** (Kristall) geordnet sind. Die elektrostatische Anziehung hält den Kristall zusammen.
- Die **Koordinationszahl** gibt die Zahl der unmittelbaren Nachbarn an. (Bsp. NaCl: KZ = 6)
- Die Formel (z.B.: NaCl) gibt das einfachste ganzzahlige Verhältnis zwischen den Ionen an. Insgesamt ist der Kristall elektrisch neutral.
- Bei der Bildung eines Ionengitters wird **Gitterenergie frei**. Das Ionengitter ist demnach ein von den Ionen „angestrebter“ Zustand. (*Man glaubt es kaum, aber der geordnete Zustand ist der, der am wenigsten Energie benötigt!*)
- Zum Auflösen eines Ionengitters wird demzufolge wieder die Gitterenergie benötigt, die bei der Bildung frei wurde. (*Um also „Unordnung“ zu erzeugen, muss Energie „rein gesteckt“ werden.*)
- Beim Schmelzen von Salzen werden die Ionen des Ionengitters voneinander getrennt. Durch Zufügen von Energie erhöht sich dabei die Eigenschwingung der Ionen. Überschreitet die Energie den Schmelzpunkt (= Betrag der Gitterenergie), ist die Schwingung so groß, dass das Ionengitter „zusammenbricht“.

⇒ Da die Ionen sich durch die Ionenladung gegenseitig zusammenhalten, muss sehr viel Energie aufgebracht werden, um das Ionengitter zu zerstören.

⇒ Bei Salzen ist der Schmelzpunkt sehr hoch

12.22.3 Bei der Bildung eines Ions aus einem Atom wird Energie benötigt:

Ionisierungsenergie (ΔH_I): Energie, die benötigt wird, um aus einer Elektronenwolke eines Atoms ein Elektron zu entfernen.

Elektronenaffinität (ΔH_{EA}): Energie, die benötigt/frei wird, um einem Atom ein Elektron zuzufügen.

12.23 Das Coulomb'sche Gesetz

Das Coulombsche Gesetz wurde von dem französischen Physiker Charles Augustin de Coulomb (1736-1806) im Jahre 1785 aufgestellt.

$$\Rightarrow \begin{array}{l} E_c \\ E_c \end{array} \begin{array}{l} = \\ \sim \end{array} \frac{k \cdot (\text{Anz. neg. Ladungen}) \cdot (\text{Anz. pos. Ladungen})}{d^2} \quad \frac{(\text{Anz. neg. Ladungen}) \cdot (\text{Anz. pos. Ladungen})}{d^2}$$

E_c = Coulomb'sche Energie (hier: Energie, die bei der Gitterbildung frei wird)

d = Abstand zw. Ionen - Mittelpunkten (= Kernen)

$$k = \frac{8,9 \cdot 10^9 \text{ J} \cdot \text{m}}{\text{C}^2} \text{ (eine Konstante, unveränderbar!)}$$

Allgemein beschreibt das Gesetz die elektrostatische Kraft zwischen zwei Punktladungen. Es besagt, dass diese Kraft proportional zum Produkt dieser beiden Ladungen und umgekehrt proportional zum Quadrat ihres Abstandes ist. Zwei Ladungen mit gleichem Vorzeichen (gleichnamige) stoßen sich ab, solche mit verschiedenem Vorzeichen (ungleichnamige) ziehen sich an. Das Coulombsche Gesetz bildet die Basis der Elektrostatik.

12.23.1 Annahmen:

1. Wenn die Ladungen zweier Ionen das gleiche Vorzeichen haben, ist E_c positiv ⇒ es ist Energie notwendig, um die Ionen zusammen zu bringen.
2. Ist eine Ionenladung aber negativ, ist das Vorzeichen negativ ⇒ **es wird Energie frei**
3. Ist der Kation - Anion Abstand sehr klein, wird besonders viel Energie frei. ⇒ Je geringer der Abstand zwischen den Ionen ist, desto mehr Energie muss aufgebracht werden, um das Ionengitter aufzubrechen (Schmelzen).

Wovon hängt die Anziehung also ab?

Von der Anzahl der Ladungen und von den Ionenradien.

Berechne, bei welchem Salz die Gitterenergie größer ist: Li^+Cl^- oder Ag^+Cl^-

$$d_{\text{LiCl}} = (60+181) = 241 * 10^{-12} \text{ m} \quad d_{\text{AgCl}} = (115+181) = 296 * 10^{-12} \text{ m}$$

⇒

$$\frac{-2}{241 * 10^{-12} \text{ m}} = -0,0083 * 10^{-12} \text{ m}$$

$$\frac{-2}{296 * 10^{-12} \text{ m}} = -0,0068 * 10^{-12} \text{ m}$$

⇒ die Energie wird bei AgCl proportional höher sein

Dies ist die Erklärung für die Tatsache, dass AgCl ein schwerlösliches Salz ist

12.24 Wärme und Kälteeffekte beim Lösen von Salzen

Versuchsbeschreibung Lösen verschiedener Salze mit gleichzeitiger Temperaturmessung (vorher Wassertemperatur messen!). Nach Lösen des Salzes wird die Temperatur erneut gemessen.

Salze:	T	ΔT
KCl		-7K
CuSO4		-2K
CaCl2 * 6H2O		1K
CaCl2		-7K
NaCl		0K
CaO		+2K

Alle Feststoffe die aus Ionen aufgebaut sind, werden als Salz bezeichnet. Im festen Zustand bildet das Salz ein Ionengitter. Wird ein Salz in Wasser gelöst, gehen die Ionen vom unbeweglichen Gitterzustand in den Freibeweglichen über.

12.24.1 Die geschieht in zwei Schritten:

1. Aufbrechen des Ionengitters und freisetzen der Ionen. (Energie wird benötigt, da Ladungen getrennt (auseinander gezogen) werden müssen).
2. An die freien Ionen lagern sich aufgrund elektrostatischer Anziehung Wassermoleküle an (Hydratisierung oder Hydrathüllenbildung). Dabei wird Energie freigesetzt.



Abb. 129 Wortgleichung für das Lösen von Salzen

12.25 „Bananenmodell“ der Hydratisierung:

Ist der absolute Wert der Hydratationsenergie größer als der der Gitterenergie, kommt es zu einem Temperaturanstieg. Im anderen Fall löst sich das Salz unter Abkühlung.

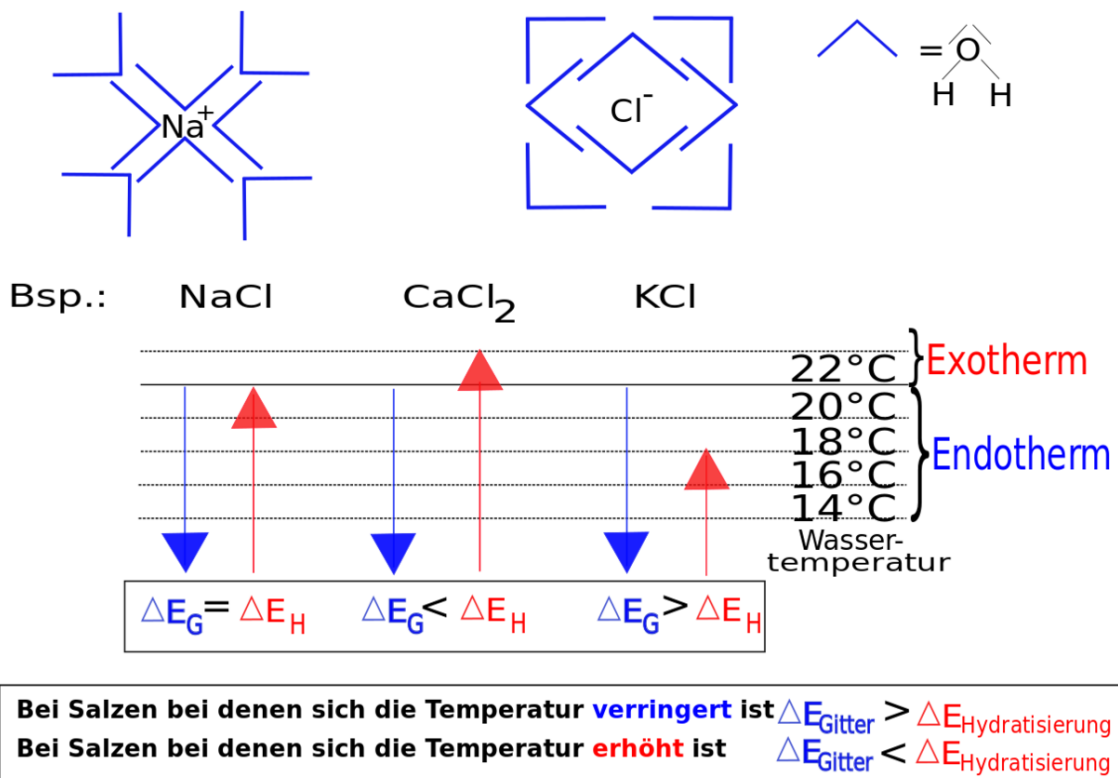
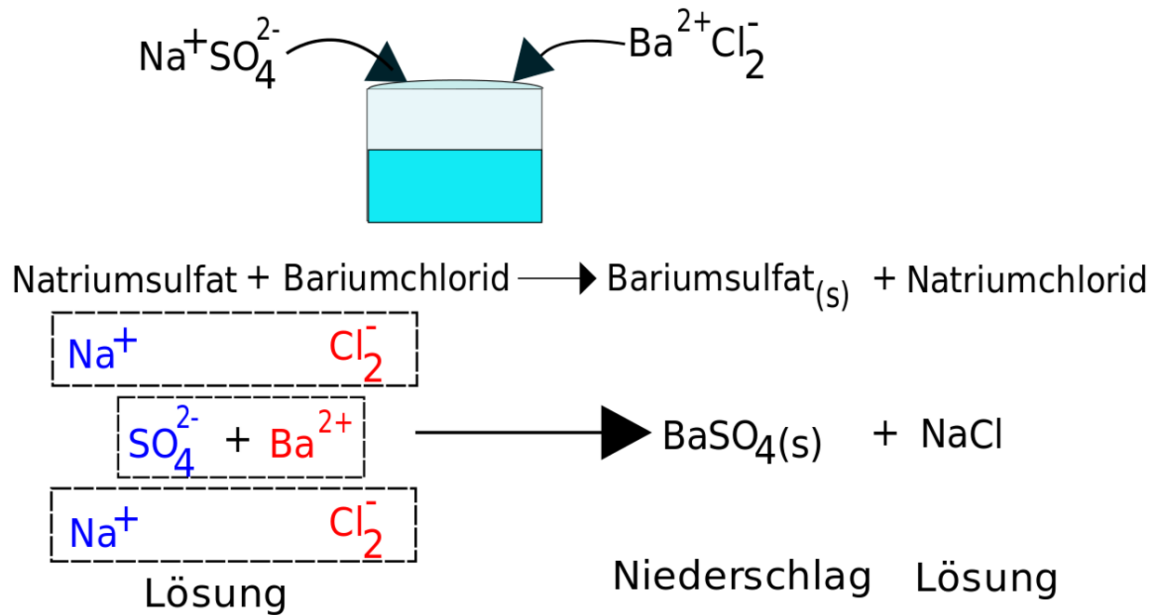


Abb. 130 Graphische Veranschaulichung des Lösen von Salzen

12.26 Fällungsreaktionen - Ionen umhüllen sich mit Wasser

12.26.1 Was ist ein schwerlösliches Salz?

1.


 Abb. 131 Lösen von Na₂SO₄ und BaCl₂ im selben Gefäß

Merksatz

Salze lösen sich meist gut in Wasser. Treffen aber zwei Ionen zusammen, deren Kombination ein schwer lösliches Salz ergibt, so fällt dieses auch sofort als Feststoff aus (erkennbar am Niederschlag \Rightarrow Trübung). Man nennt dies eine Fällungsreaktion.

Merksatz

Sie ist auch als Nachweis für Ionen geeignet. In Reaktionsgleichungen wird das Ausfallen eines Stoffes mit einem \downarrow oder einem (s) für solid hinter der Summenformel des Stoffes gekennzeichnet.

Durch das Verwenden von spezifischen Fällungsreaktionen ist es möglich, einzelne Bestandteile einer Lösung zu identifizieren, also nachzuweisen. Dies ist sehr wichtig zum Nachweis von geringen Ionenkonzentrationen im Analyselabor. Eine mögliche Anwendung ist die Untersuchung von Trinkwasser oder Lebensmitteln. Fällungsreaktionen können auch zum Ausfällen von störenden Ionen verwendet werden, z.B. bei der Reinigung von Klärwasser in der chemischen Stufe der Kläranlage verwendet werden.

Transfer: Erkläre mit einer Zeichnung, welcher Feststoff als schwerlösliches Salz ausfällt, wenn man die Salze AgNO₃ und NaCl zusammen in einer Lösung mit Wasser auflöst.

Merksatz

Der Lösungsvorgang bei schwerlöslichen Salzen ist grundsätzlich endotherm. Die zum Lösen benötigte Gitterenergie ist sehr hoch. Die Hydratisierungsenergie reicht hier nicht aus um das Ionengitter vollständig aufzulösen. \Rightarrow Das Salz löst sich nicht auf

12.26.2 Fällungsreaktionen als chemische Nachweise

Praktikum Anorganische Chemie#Nachweisreaktionen¹¹ **Versuchsbeschreibung** Kippe die folgenden Lösungen zusammen und untersuche das Ergebnis

Beobachtung In einigen Fällen kommt es zu einer Trübung

¹¹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Praktikum%20Anorganische%20Chemie%20Nachweisreaktionen>

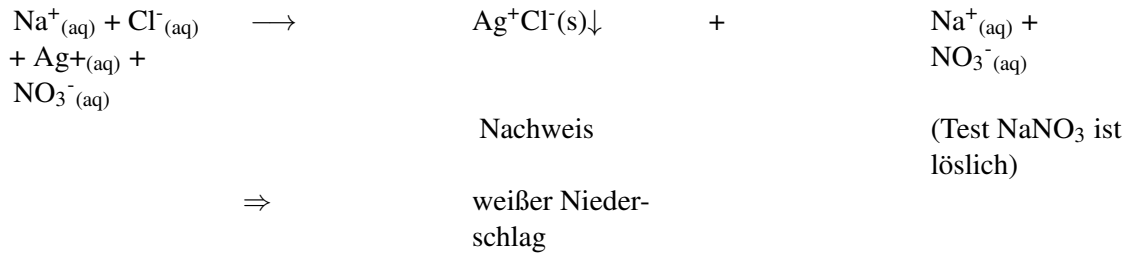
	KCl	K ₂ SO ₄	AgNO ₃	CuSO ₄	BaCl ₂	K ₂ CrO ₄	KNO ₃
KCl	x	-	AgCl ↓	-	-	-	-
K ₂ SO ₄		x	-	BaSO ₄ ↓	-	-	
AgNO ₃			x	AgCl ↓	Ag ₂ (CrO ₄) ↓	-	
CuSO ₄				x	BaSO ₄ ↓	Cu(CrO ₄) ↓	-
BaCl ₂					x	Ba(CrO ₄) ↓ (gelb)	-
K ₂ CrO ₄						x	-
KNO ₃							x

Am ehesten kann man Fällungen mit einer Analogie erklären: Die 10 Klasse fährt im engen Bus ins Schwimmbad. Im Bus sind alle eng zusammen (=Feststoff), im Wasser bewegen sich die Schüler dann wild hin und her. Treffen aber zwei „Verliebte“ aufeinander, so lassen sie sich nicht mehr los und sind untrennbar verbunden ;-)

12.26.3 Nachweis von...

Chlorid-Ionen

Zugabe von Ag⁺ - Ionen Lösung (z.B. AgNO₃)



- Die tiefgestellten Indizes stehen für:
 - (aq)= in Wasser gelöst
 - (s)= solid = Feststoff
 - (l)=liquid =Flüssigkeit
 - (g)= gasförmig
- Der Pfeil ↓ bedeutet, dass dieser Feststoff ausfällt, d.h. sich am Boden abscheidet.
- Vereinfachte Gleichung: $\text{Ag}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \longrightarrow \text{Ag}^+\text{Cl}^-_{(\text{s})} \downarrow$
- Info: Auch Br⁻-Ionen und I⁻-Ionen bilden mit Silber schwerlösliche Niederschläge.
- Zum Nachweis von Silberionen verfährt man entsprechend umgekehrt

Sulfat-Ionen

Zugabe von Ba²⁺ Ionenlösung (mit etwas Salzsäure → Auflösen von anderen Niederschlägen)

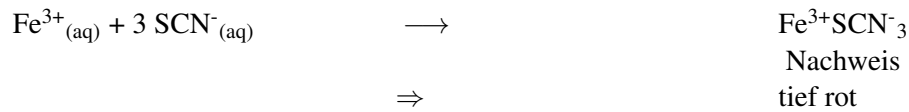


```

|-
| || ||align="center"|
Nachweis
|-
| ||⇒||align="center"|weißer
Niederschlag
    
```

Fe³⁺-Ionen

Zugabe von Thiocyanatlösung



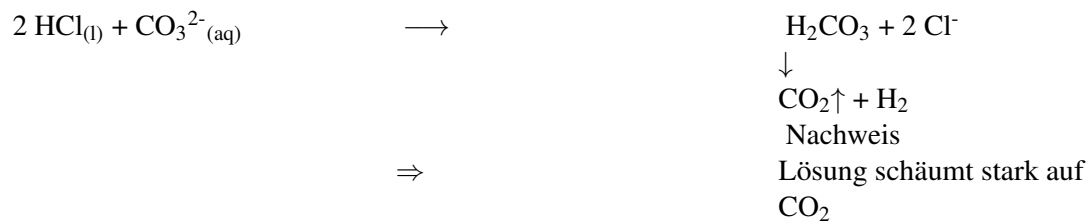
Cu²⁺-Ionen

Zugabe von Ammoniakwasser

Bei Zugabe von Ammoniakwasser zu Cu²⁺-haltigen Lösungen entsteht eine tiefblaue Farbe
(Kupfertetraminkomplex)

CO₃²⁻-Ionen

Zugabe von einer Säure



Ionen sind für den Menschen in der Regel unsichtbar. Um sie nachzuweisen muss man sie zu einer „sichtbaren“ Form reagieren lassen. Bei vielen Nachweisreaktionen entstehen schwerlösliche oder farbige Verbindungen (Fällungs- oder Farbreaktionen) oder Gase mit auffälligen Eigenschaften.

12.26.4 Übung: Wozu dienen Fällungsreaktionen? - Wasseruntersuchungen

Problemstellung:

Ein Labor hat 4 Wasserproben (3 Mineralwasser und ein destilliertes Wasser) auf ihren Ionengehalt untersucht und leider zur Befestigung der Etiketten einen schlechten Klebstoff verwendet. Die Schilder sind abgefallen. Ist jetzt noch möglich, die einzelnen Wasserproben den Laborergebnissen zuzuordnen?

Versuch: Analyse dreier Mineralwasser

Drei Flaschen Mineralwasser und destilliertes Wasser werden in gleichen Bechergläsern präsentiert. Die Schüler sollen dann eine Zuordnung zu den Originalquellen versuchen. **Versuch:** Nachweis von Chlorid und Sulfationen in:

1. Mineralwasser 1
2. Mineralwasser 2
3. Mineralwasser 3
4. Dest. Wasser

Beobachtung Unterschiedliche Trübungen, je nach Ionengehalt. \Rightarrow Zuordnung möglich

Schlussfolgerung & Auswertung:

- Welche zwei schwerlöslichen Salze haben wir gebildet?
- Kann man mit unseren Erfahrungen jetzt den Chloridgehalt von **Leitungswasser** bestimmen?
- Warum kann die ursprünglich „mindergiftige“ Bariumionenlösung unbeschadet in den **Ausguss?** - Bariumsulfat ist ein Mineral (Barit) (\Rightarrow sehr schlechte Löslichkeit, noch nicht mal in HCl)
- Einige Wasser tragen die Aufschrift: „**Enteisent**“. Wie ist es möglich ein Ion gezielt zu entfernen.
- Warum entfernt man nicht auf dem selben Wege **Chloridionen aus dem Wasser?**
- Beim Erhitzen von Wasser werden (durch komplizierte Reaktionen) **Carbonate** freigesetzt. Diese reagieren mit Calciumionen zu einem schwerlöslichen Salz. Wie heißt es und was für Folgen hat dies?

12.27 Kalk - ein besonderes Salz

nach: w:Kalziumkarbonat¹²

Kalziumkarbonat ist eine chemische Verbindung mit der Summenformel CaCO_3 . In der Natur bildet dieses Mineral drei Calciumcarbonat-Gesteine, die zwar chemisch identisch sind, sich aber sonst in mancherlei Hinsicht unterscheiden.

- Kreide ist ein feines, mikrokristallines Sedimentgestein, das durch Ablagerung der Schalen von fossilen Kleinlebewesen (wie Coccolithen und Kammerlinge) entstanden ist. Kreide wird an zahlreichen Standorten entlang des europäischen Kreidegürtels abgebaut, von Großbritannien über Frankreich bis hin zur Insel Rügen in Norddeutschland.
- Kalkstein ist ebenfalls biologischen Ursprungs, aber stärker verfestigt als Kreide. Die eigentlichen Gesteinsbildner waren Schnecken und Muscheln sowie gesteinsbildende Korallen und Schwämme. Die Größe der Karbonatkristalle liegt zwischen derjenigen von Kreide und Marmor. Große Kalkstein-Vorkommen befinden sich im französischen Orgon sowie in Burgberg (Deutschland). Kalkgesteine finden sich auch auf der Schwäbischen und Fränkischen Alb, sowie in den Kalkalpen.
- Marmor ist ein grobkristallines, metamorphes Gestein, das entsteht, wenn Kreide oder Kalkstein unter dem Einfluss hoher Temperaturen und Drücke umkristallisiert werden. Große Marmor-Vorkommen finden sich in Nordamerika und in Europa beispielsweise in Österreich, Norwegen

¹² <http://de.wikipedia.org/wiki/Kalziumkarbonat>

oder im italienischen Carrara, der Heimat des reinweißen "Statuario", aus dem Michelangelo seine Skulpturen schuf.

Ogleich mehr als vier Prozent der Erdkruste aus Kalziumkarbonat-Gesteinen besteht, sind nur wenige Lagerstätten für die Gewinnung von Füllstoffen geeignet. Reinheit, Weißgrad, Mächtigkeit und Homogenität sind nur einige der Parameter, die Geologen bei der Prospektion von Kalziumkarbonat-Vorkommen in aller Welt erfassen.

12.27.1 Der technische Kalkkreislauf

Durch technische Vorgänge kann Calciumcarbonat (Kalk) in Kalkmörtel umgewandelt werden. Bei der Verwendung härtet dieser durch die Reaktion mit Kohlenstoffdioxid (aus der Luft) wieder zu Calciumcarbonat aus. Dabei bilden sich lange Kalknadeln, welche die Baustoffe (wie Ziegel) gut miteinander verbinden).

Versuchsbeschreibung a) Marmor/ Calciumcarbonat wird in Wasser gegeben. Es erfolgt ein Indikatorstest!

b) Dann wird er in der Brennerflamme mehrere Minuten gebrannt und anschließend in Wasser gegeben. Führe einen Indikatorstest durch!

Beobachtung a) Keine Änderung der Indikatorfarbe

b) Es ist eine Lauge entstanden

Durch das Brennen ist Calciumoxid entstanden, welches mit Wasser Kalkwasser bildet. Kalkwasser ist eine Lauge - Vorsicht!

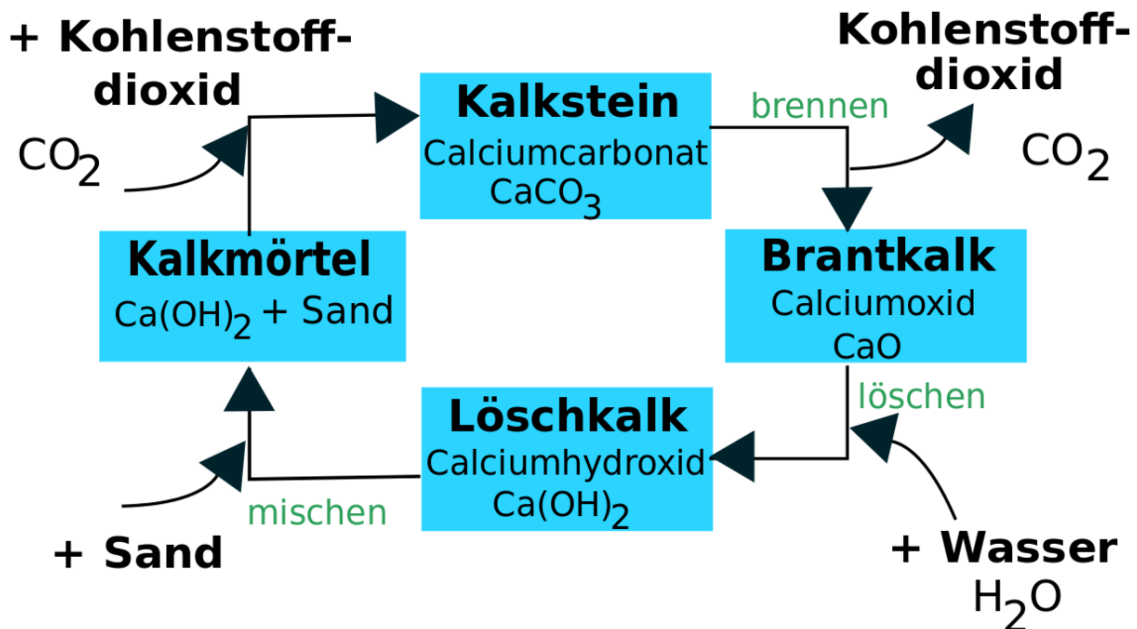
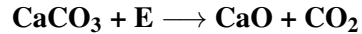


Abb. 132 Keislauf des Kalkbrennens

a) Gebrannter Kalk

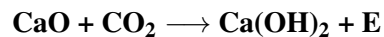
Ab einer Temperatur von etwa 800 °C wird Kalkstein zersetzt. CO₂ wird ausgetrieben und es entsteht der gebrannte Kalk:



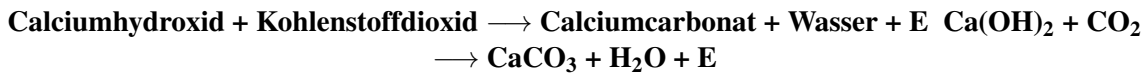
Vorsicht: Gebrannter (ungelöschter) Kalk und gelöschter Kalk sind stark ätzend! Kontakt mit den Augen kann zur Erblindung führen! Gewöhnlicher Kalk ist dagegen harmlos.

b) Gelöschter Kalk

Wird gebrannter Kalk mit Wasser versetzt, entsteht unter Volumenvergrößerung und starker Wärmeentwicklung gelöschter Kalk, das zum Kalken von Wänden und als Zusatz zu Kalkmörtel verwendet wird.



c) Abbinden des Mörtel: An der Luft bindet gelöschter Kalk mit Hilfe von Kohlenstoffdioxid wieder zu Calciumcarbonat ab, womit sich der Kreislauf schließt. Der Vorgang des Abbindens kann durch den geringen CO₂ Gehalt der Luft jahrelang dauern. In einigen alten dicken Mauern alter Burgen ist der Mörtel teilweise heute noch nicht abgebunden

**12.27.2 Zusatzinformationen:**

w:Kalziumcarbonat¹³ w:Technischer Kalkkreislauf¹⁴

12.27.3 Zement

Zement (lat. caementum: Bruchstein, Baustein) verbindet ähnlich wie Kalkmörtel Baustoffe wie z.B. Ziegelsteine. Zement ist besonders fest und hält sehr lange. Obwohl er nicht völlig unanfällig gegen Verwitterung ist, so halten Bauten mit Zement und Beton (einem Produkt aus Zement) sehr lange.

Zur Herstellung wird ein Gemisch aus Ton und Kalk fein gemahlen (manchmal nimmt man Mergel, welches ein natürliches Gemisch beider Stoffe ist). Das Gemisch wird in einen Drehrohfen bei 1450°C erhitzt/ gebrannt. Es entsteht dabei der Zement.

Kommt Zement mit Wasser in Berührung, bindet er ab. Dabei reagieren Calcium-Aluminium-Silikate, die beim Brennen entstanden sind mit Wasser. Es entstehen kleinste Kristalle, die sich ineinander

¹³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kalziumcarbonat>

¹⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Technischer%20Kalkkreislauf>

„verfilzen“. Da das Abbinden mit Wasser funktioniert, kann er sogar unter Wasser abbinden -was besonders beim Brückenbau in Flüssen von großer Bedeutung ist.

Diese Verfestigung tritt auch noch ein, wenn die 6-8 fache Menge Sand und Kies zugefügt werden. Eine solche Mischung bezeichnet man als Beton. (Stahlbeton mit Stahlstäben).

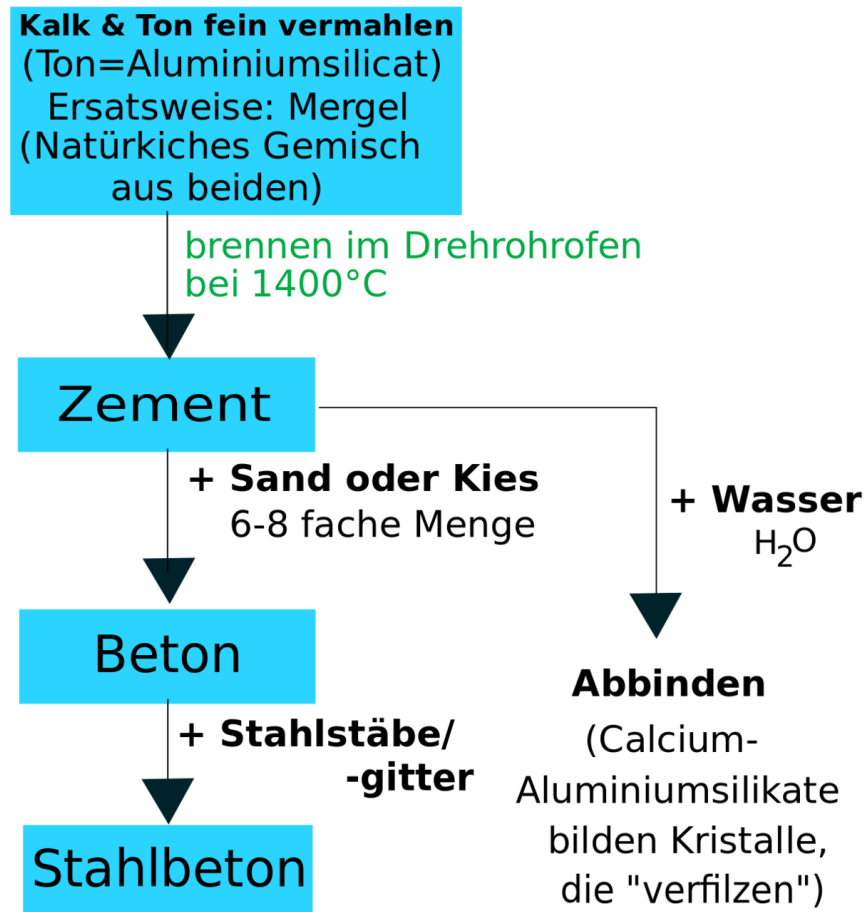


Abb. 133 Herstellung von Zement und Beton

Zusatzinformationen:w:Zement_%28Baustoff%29¹⁵**12.28 Wiederholungsfragen Ionen****12.28.1 Ionen & Salze**

	Cl	Br	O	SO ₃
Li				
Ba				
Mg				
Al				

- Bestimme die Ionenladung der Ionen in der Tabelle rechts und erstelle die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben:
- Nenne typische Eigenschaften von Salzen!
- Was ist ein Ion?
- Nenne verschiedene Möglichkeiten Natriumchlorid zu bilden. Schlage jeweils einen geeigneten Aufbau vor.
- Nenne die Regeln, nach denen man die Ionenladung eines Ions bestimmen kann.
- Beschreibe den Versuch zur Ionenwanderung. Welche Beobachtung kann man bei Kupfersalzen, bei Kaliumpermanganat und bei Kaliumdichromat machen. Erkläre diese Beobachtungen!
- Beschreibe den Versuchsaufbau der Elektrolyse von Kupferchlorid. Welche Beobachtungen kann man machen? Erkläre diese.
- Betrachte die Bildung von Natriumchlorid unter energetischem Aspekt im Detail. Welche Einzelschritte laufen ab?
- Sind diese Endo- oder Exotherm? Versuche dies jeweils anhand einer Modellvorstellung zu erklären.
- Warum ist die Reaktion insgesamt Exotherm?
- Definiere die Begriffe Ionisierungsenergie und Elektroaffinitätsenergie.
- Warum hat Natriumchlorid die Summenformel NaCl?
- Was versteht man unter dem Begriff „Koordinationszahl“?
- Wovon hängt die Koordinationszahl ab?
- Nenne und erkläre die Coulomb'sche Formel!
- Erkläre den Vorgang des Schmelzens. Wovon ist der Schmelzpunkt abhängig?
- Warum leiten Ionen den elektrischen Strom? Beschreibe einen entsprechenden Versuch!
- Welche Ionen sind in Natriumchlorid zu finden? Welche in Berylliumsulfat?
- Ionen entstehen durch...
- Ionen unterscheiden sich von Atomen durch...
- Beschreibe den Aufbau der Salze. Nenne Möglichkeiten sie chemisch zu bilden.
- Welche Eigenschaften haben Ionen?

¹⁵ http://de.wikipedia.org/wiki/Zement_%28Baustoff%29

23. Wie bestimmt man die Ladung eines Säurerestes? Welche Ladung hat der Säurerest der Chromsäure $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ und der Kieselsäure H_2SiO_3 ?
24. Welche Voraussetzungen müssen gegeben sein, damit Ionen den Strom leiten?
25. Stelle die folgende Reaktionsgleichungen auf: (Tipp: Bilde Ionen aus der Schwefelsäure)
 - a) Schwefelsäure + Wasser
 - b) Schwefelsäure + Magnesium
26. Bestimme die Ionenladung der folgenden Ionen und erstelle die Summenformel, welche sie im entsprechenden Salzkristall haben.
27. Wozu dienen Fällungsreaktionen? Nenne Beispiele!
28. Erkläre das allgemeine Prinzip eines Nachweises. Nenne mindestens 6 chemische Nachweise!
29. Erkläre den Begriff Ionenbindung. Wodurch werden die Ionen zusammengehalten?
30. Warum hat Natriumchlorid die Summenformel NaCl ? Wäre $\text{Na}_{1000}\text{Cl}_{1000}$ nicht passender?
31. Erkläre den Vorgang des Schmelzens eines Salzes. Wovon ist der Schmelzpunkt abhängig?

12.28.2 Übungstest zum Thema „Salze und Ionen“ II

Ionenwanderung: in welche Richtung „laufen“ folgende Ionen: (1P + 2P Begr. \Rightarrow 3P)

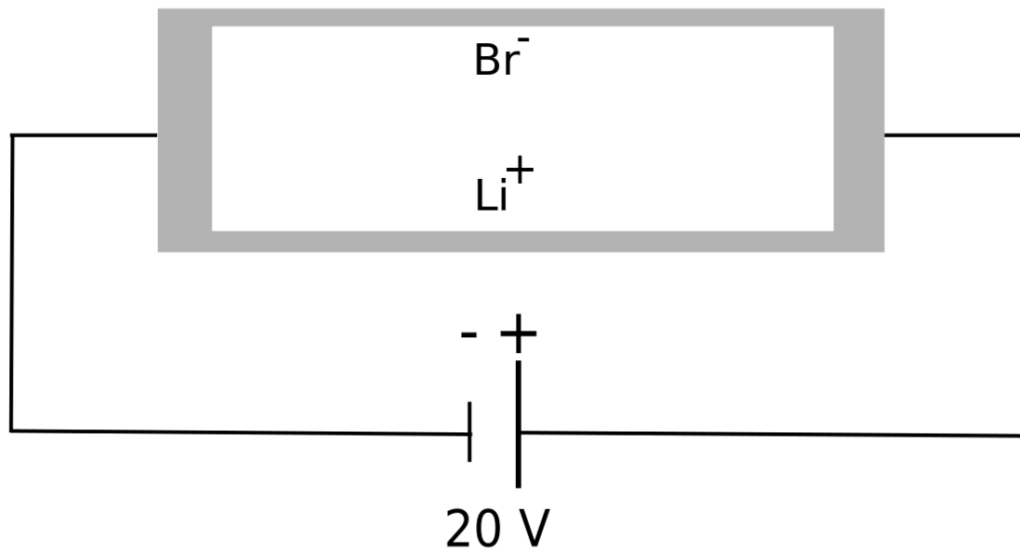


Abb. 134 Wohin wandern die Ionen?

Begründung:

Berechnung die molare Masse von Na und Na^+ aus den Massen von Protonen, Neutronen und Elektronen)

Nach einer Messung der Atom- und Ionenradien von Natrium und Chlor hat man versehentlich die Daten vertauscht.

Kannst Du sie wieder zuordnen?

(Hinweis: Atomradius bzw. Ionenradius = Entfernung von der Atomkernmitte bis zur 95% - „Grenze“ der Elektronenwolke) (Zuordnung je 0,5P; Begründung 4P ⇒ 6P)

Messung 1) 186 pm sowie 97 pm

a) Natriumatom:

b) Natriumion:

Messung 2) 180 pm sowie 181 pm

c) Chloratom:

d) Chloridion:

Begründe Deine Meinung:

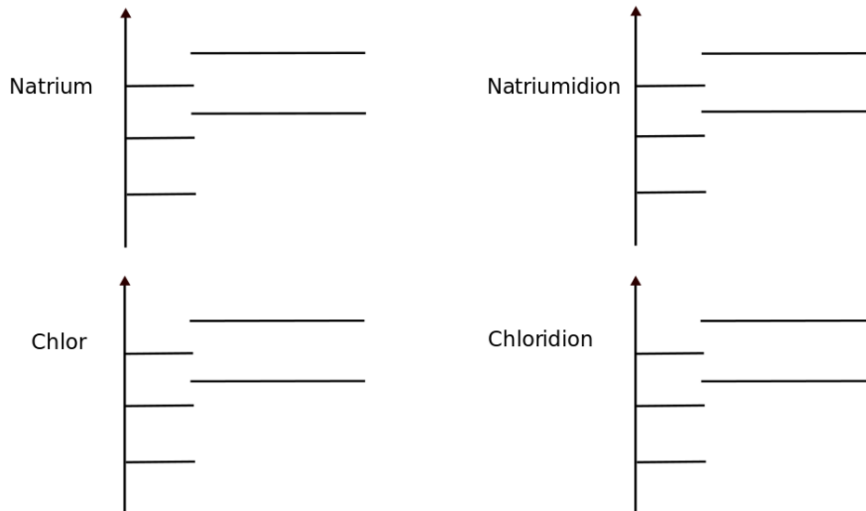


Abb. 135 Versuchsaufbau Leitfähigkeit von Lösungen

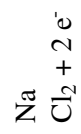
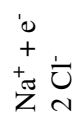
Summe:

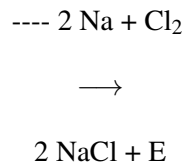
12.29 Energiebilanz der Salzbildung

Die Salzbildung ist immer exotherm. Eine besonders exotherme Reaktion ist die Bildung von Natriumchlorid:

Versuchsbeschreibung Reaktion von Natrium und Chlor.

Beobachtung Es entsteht ein weißer Feststoff. Die Reaktion ist stark exotherm. Es ist Natriumchlorid entstanden. Große Energiemengen wurden frei.





12.30 Teilschritte der NaCl - Bildung

Die Bildung von NaCl läuft in mehreren Schritten ab. Um die Heftigkeit der Reaktion besser zu verstehen, zerlegen wir sie mal in Einzelschritte:

Welche Teilschritte müssen ablaufen, damit Natrium und Chlor zu Natriumchlorid reagieren?

12.30.1 1a) $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+$

(1) **Sublimation:**

(festes) Natrium_(s) wird zu (gasförmigem) Natrium_(g).

Dazu wird Energie benötigt

⇒

Merksatz

Sublimationsenergie ist endotherm >0

(2) **Ionisierung:**

Natrium_(g) wird unter Elektronenabgabe zum Na⁺-Ion

Dazu wird Energie benötigt

⇒

Merksatz

Ionisierungsenergie ist endotherm >0

12.30.2 1b) $\frac{1}{2} \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Cl}^\cdot$

(1) **Dissoziation:**

Chlor wird in zwei Atome gespalten (Cl_2

→ Cl + Cl)

Dazu wird Energie benötigt

⇒

Merksatz

Dissoziationsenergie ist endotherm >0

(2) **Elektronenaffinität:**

Das Chloratom wird unter Elektronenaufnahme zum Chloridion

Dabei wird Energie frei

⇒

Merksatz

Elektronenaffinitätenergie ist exotherm
 <0

12.30.3 2) Gitterbildung

Merksatz

Die Vereinigung der gasförmigen Ionen zum Salzkristall ist stark exotherm! <0

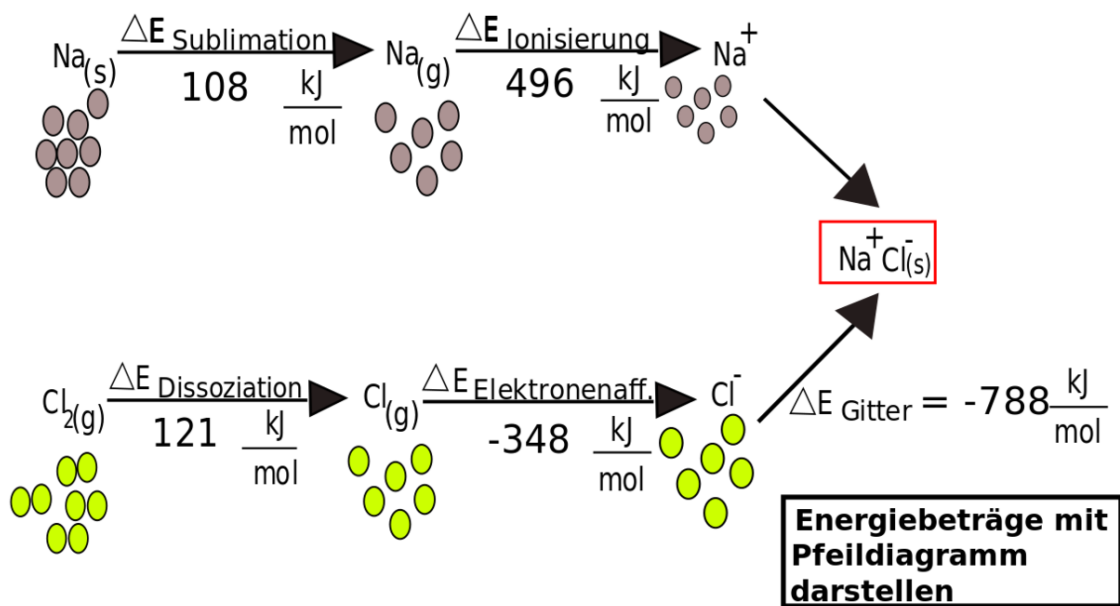


Abb. 136 Energien, die bei der Bildung von NaCl frei werden

Die Verbindung der Ionen zu einem stabilen Verband/ Gitter setzt eine hohe Gitterenergie frei. Die freiwerdende Gitterenergie beruht auf der starken Anziehungskraft zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen. Die „**Triebkraft**“ der Salzbildung ist also hohe freiwerdende Gitterenergie nicht das Erreichen des Edelgaszustandes¹⁶.

Den Zusammenhang kann man sich durch folgende Anschauung verdeutlichen. Um zwei Magneten zu trennen, benötigt man Energie. Fügt man sie wieder zusammen, wird genau diese Energie wieder frei.

12.30.4 Vorzeichen der beteiligten Energien:

¹⁶ Die Edelgasregel ist allerdings ein geeignetes Hilfsmittel bei der Aufstellung der Ionen die an der Salzbildung beteiligt sind.

Sublimation:

Endotherm, da ein fester Zusammenhalt gelöst werden muss

Ionisierung:

Endotherm, da dem Natriumatom ein Elektron „genommen“ wird

Merksatz

(Ionisierungsenergie: Energie, die zum Ablösen eines Elektrons benötigt wird)

Dissoziation:

Endotherm, da die beiden Atome des Moleküls „getrennt“ werden

Elektronenaufnahme:

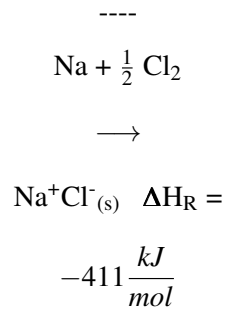
Exotherm, da Elektronen zugefügt werden.
Ist eigentlich logisch, denn wenn die Ionisierung endotherm ist, dann muss der gegenteilige Prozess exotherm sein!

Merksatz

(Die Elektronenaffinität ist die Energie, die bei der Aufnahme eines e⁻ frei wird)

12.30.5 Gesamtbildungsenergie

$\text{Na}_{(s)}$	\uparrow	$\text{Na}_{(g)}$	ΔH_s	$=$	$+109 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{Na}_{(g)}$	\uparrow	$\text{Na}^+ + \text{e}^-$	ΔI	$=$	$+502 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\frac{1}{2} \text{Cl}_2$	\uparrow	Cl	ΔH_B	$=$	$+121 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{Cl} + \text{e}^-$	\uparrow	Cl^-	ΔH_{EA}	$=$	$-365 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	\uparrow	$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$	ΔH_G	$=$	$-778 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$



12.30.6 Berechnung der Bildungsenergie von NaCl:

Merksatz

$$\Delta E_{\text{Bildung}} = \Delta E_{\text{Subl}} + \Delta E_{\text{Ionisierung}} + \frac{1}{2} \Delta E_{\text{Dissoziation}} + \Delta E_{\text{Elektronenaffinität}} + \Delta E_{\text{Gitter}}$$

Merksatz

Das Erreichen der Edelgaskonfiguration kann somit nicht der Grund für die exotherm verlaufende Reaktion von Natrium und Chlor zum stabilen Natriumchlorid sein.

Merksatz

Vielmehr ist es das Zusammentreten der Ionen zu einem energiearmen, stabilen Gitter unter Freisetzung eines hohen Betrages an Gitterenergie. Die Edelgasregel ist somit ein geeignetes Hilfsmittel bei der Aufstellung der an der Salzbildung beteiligten Ionen, begründet jedoch nicht die „Triebkraft“ der Salzbildung.

12.30.7 Größe der Gitterenergie

Die Gitterenergie ist umso grösser, je kleiner die Ionen und je höher deren Ladung ist.

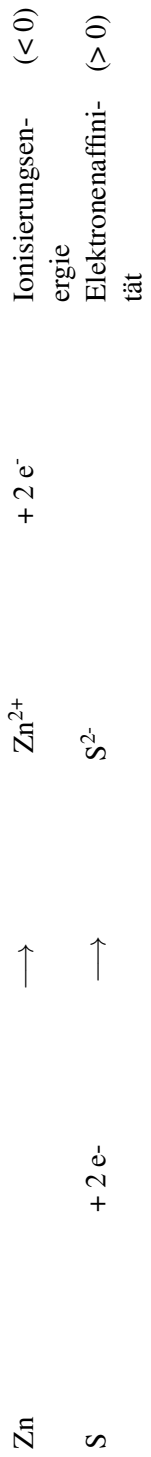
12.31 Die Bildung von Zinksulfid in Teilschritten

12.31.1 Die Bildung von Atomen

Zn	(fest, Atomverband)	→	Zn (gasförmig)	Sublimationsenthal- pie	(> 0)
S	(fest, Atomverband)	→	S (gasförmig)	Sublimationsenthal- pie	(> 0)

[Wiederholung: Dissoziationsenthalpie $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}$]

12.31.2 Die Bildung von Ionen



12.31.3 Die Bildung des Ionengitters

$(\ll 0!)$

Gitterenergie

$Zn^{2+}S^{2-}$

→

S^{2-}

+

Zn^{2+}

13 Chemisches Rechnen (Stöchiometrie)

13.1 Die Masse von Atomen und Molekülen

Kannst Du Dich noch an das Gesetz der vielfachen Massenverhältnisse erinnern? Wenn nicht, wiederhole kurz das entsprechende Kapitel.

Was sagen die beiden Formeln aus?

FeS (Eisensulfid) : 1 Atom Eisen hat mit einem Atom Schwefel reagiert; also besteht das Molekül aus einem Eisen-Atom und

einem Schwefel-Atom.

FeS₂ (Eisendisulfid) : 1 Atom Eisen hat mit zwei Atomen Schwefel reagiert; also besteht das Molekül aus einem Eisen-Atom und

zwei Schwefel-Atomen.

Definition

Der Index gibt das Zahlenverhältnis der Atome in der Formel zueinander an. Die Masse steht immer im Verhältnis zur Anzahl der Atome, da diese nicht teilbar sind!

→ In 7 g Fe sind genauso viele Atome wie in 4 g Schwefel.

Da in der Natur aber nun mal nur sehr selten einzelne Atome vorkommen, sondern in der Regel sehr viele auf einem Haufen, benötigt man zum praktischen Umgang mit Atomen ein neues Hilfsmittel. Nämlich

13.1.1 A) Die Zahl von Avogadro:

Der Chemiker Avogadro¹ benötigte eine Zahl, um große Mengen von Atomen beschreiben zu können und um schließlich damit auch „vernünftig“ rechnen zu können.

Er legte fest:

{Definition|1 mol eines Stoffs entspricht genau $6,022 \cdot 10^{23}$ Atomen (=602 200 000 000 000 000 000 000 Atomen²) }

1 Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1778 - 1856) studierte zunächst Jura, er stammte aus einer Juristenfamilie. 1796 wurde er Doktor des kanonischen Rechts. Seit 1800 studierte er Mathematik und Physik, was seinen Neigungen eher entsprach. 1809 wurde er Professor für Naturphilosophie am Liceo Vercelli in Turin. Hier erarbeitete er seine Molekularhypothese.

2 Das entspricht 6 Milliarden · 1Milliarde · 10000

Bezieht man diese Zahl auf eine bestimmte Anzahl an Atomen, spricht man auch von der Stoffmenge „n“. Denn oft ist es nötig zu wissen, wie viele Teilchen in einer Stoffportion sind. Aber die Teilchenmengen sind zum Abzählen viel zu groß.

Definition

1 mol ist die Stoffportion, in der $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthalten sind. Die Stoffmenge wird mit dem Buchstaben „n“ als Größe angegeben. Ihre Einheit ist [mol].

Zusatzinfos

w:Stoffmenge³ w:Avogadro⁴

Wie wird die Avogadro-Zahl berechnet? Wie wir wissen, wird die Atommasse in „units“ angegeben. Das hilft, auszurechnen, wie viel Atome in 12 g Kohlenstoff enthalten sind.

gegeben: 1u entspricht 1/12 C-Atom \Rightarrow 1 C-Atom entspricht 12u

$$m_a(C) = 12u$$

gesucht: n(C)

$$\text{Lösung: } n(C) = \frac{12g \cdot u}{12u \cdot 1,6605 \cdot 10^{-24}g} = \frac{1}{1,6605 \cdot 10^{-24}} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Aufgaben:

1. Wie viele Moleküle sind in 1,8 mol Wasserstoff enthalten?
2. Wie viel mol Wasserstoff entsprechen 1 Billion Moleküle (10^{12})

13.1.2 B) Die Atommasse:

Als Chemiker will man natürlich dann auch wissen, was denn jetzt eigentlich so ein Atom wiegt.

z. B.: ein Cu-Blech wiegt 63,546g.

Eine Messung ergibt, es enthält genau $6,022 \cdot 10^{23}$ Atome (=1 mol)

Wie viel wiegt jetzt ein Atom?

$$m_{(Cu-Atom)} = \frac{63,546g}{6,022 \cdot 10^{23}Atom} = 1,055 \cdot 10^{-22} \frac{g}{Atom}$$

Diese Zahl ist natürlich absolut unhandlich und viel zu klein, um damit zu rechnen. Wir machen es wie der Juwelier: Wir führen eine eigene Masseneinheit für Atome ein. Die Chemiker haben lange gerätselt, wie sie diese neue Einheit nennen können und benannten sie schließlich mit dem englischen Wort für Einheit „unit“.

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Stoffmenge>

⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Avogadro>

Definition

Die Einheit der Atommasse ist „unit“. Im PSE sind die Massen der Atome in units (u) angegeben. Während Dalton noch alle Massen im PSE auf das Gas Wasserstoff bezog, bezieht man heute alle Massen der Elemente auf den Kohlenstoff. Er ist fest und lässt sich leicht wiegen. Es wurde auf 12u festgesetzt.

Wie viel g sind jetzt ein u?

$$1u = \frac{1}{12} \text{ der Masse des Kohlenstoffatoms}$$

$$\Rightarrow 1u = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

13.1.3 C) Die molare Masse

Sicher hast Du Dich nun schon gefragt, woher Chemiker überhaupt wissen, wie viele Atome z. B. in einem Stück Kohle enthalten sind?⁵ Vielleicht hilft Dir ein Vergleich, um auf die Lösung zu kommen:

Impuls:

Wie kann man bestimmen, wie viele (gleiche) Centmünzen in einer Streichholzsachtel sind, ohne diese zu öffnen oder die Cent einzeln abzuzählen?

Richtig, man kann sie wiegen! Wenn Du die Masse einer Münze kennst, kannst Du leicht die Anzahl in der Streichholzsachtel durch Division bestimmen:

$$\text{Anzahl Münzen} = \text{Masse aller Münzen} / \text{Masse einer Münze}$$

\Rightarrow **Zusammenhang zwischen Masse und (Stoff-)Menge:**

Wenn 1 Cent 2g wiegt und die Schachtel mit allen Centmünzen 18g wiegt, dann sind 9 Münzen in der Schachtel.

X = Anzahl an Münzen

$$18\text{g} = \frac{2\text{g}}{1\text{Cent}} * X$$

$$\Rightarrow X = \frac{18\text{g} * 1\text{Cent}}{2\text{g}} = \underline{9 \text{ Centmünzen}}$$

Beziehen wir das nun auf die Massen von Atomen:

Man hat also 12 g Kohlenstoff, (z. B. ein kleines Stück Kohle). Man kennt die Masse und möchte wissen, wie viele Atome es sind.

⁵ Kleines Gedankenexperiment: Wenn alle Menschen der Erde gleichzeitig die Atome von nur einem mol Kohlenstoff zählen würden und pro Sekunde 4 Teilchen zählten, so würden sie ca. 1 Million Jahre brauchen!

M = molare Masse $\left[\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right]$ (=Umrechnungsfaktor zwischen Masse und Stoffmenge⁶)

m = Masse in g

n = Stoffmenge (also Anzahl an Atomen in mol)

$$m = M \cdot n$$

⇒

$$n = m / M$$

Definition

Der Zahlenwert der molaren Masse kann leicht aus dem PSE abgelesen werden. Er entspricht dem Wert der Atom- (bzw. Molekül-) Masse:

⇒ 1 mol Kohlenstoff hat die molare Masse $12,001 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ⇒ 12,001 g C entsprechen 1 mol

⇒ 1 mol = $6,022 \cdot 10^{23}$ Atome (=602 200 000 000 000 000 000 000 Atome Kohlenstoff sind enthalten!)

Hat man also von einem beliebigen Stoff die Stoffmenge 1 mol, enthält diese immer $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen. Der Stoffmenge 1 mol eines Elements (in atomarer Form) entspricht also immer die Atommasse dieses Elements in "Gramm" (Molare Masse):

1 mol H-Atome wiegen 1 g	$(M = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}})$	(1 H-Atom wiegt 1 u)
1 mol O-Atome wiegen 16 g	$(M = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}})$	(1 O-Atom wiegt 16 u)
1 mol Cu-Atome wiegen 63,5 g	$(M = 63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}})$	(1 Cu-Atom wiegt 63,5 u)
		usw.

Auch für Verbindungen kann die Molare Masse angegeben werden. Sie ergibt sich einfach durch Addieren der Atommassen der Elemente, die in einer Verbindung enthalten sind,

z. B.: Bestimme die relative Molekülmasse von Wasser (von Traubenzucker)

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008\text{u} + 16\text{u} = 18,016\text{u}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 M_{(\text{C})} + 12 M_{(\text{H})} + 6 M_{(\text{O})} = (6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16) \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Zusatzinfos:

w: Molare Masse⁷ w: Mol (Stoffmenge)⁸

Aufgaben:

1. Wie groß ist die molare Masse von: C, H, O, H₂O, HCl, H₃PO₄, C₈H₁₄?

⁶ entspricht der Masse eines Centstücks im oberen Bsp.

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Molare%20Masse>

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Mol%20%28Stoffmenge%29>

2. Du kennst nun die Anzahl an Atomen in einem 12 g schweren Kohlenstoffstückchen, aber wie viele Atome sind in einem doppelt so schweren Kohlestückchen enthalten? Notiere die Zahl ;-)
3. Wie viel Moleküle sind in 100 g Zucker ($C_6H_{12}O_6$) enthalten?
4. Welche Stoffmenge ist in einer mit Wasser gefüllten Badewanne (200 l) enthalten? (Dichte von Wasser: $\rho = 1 \frac{g}{ml}$)
5. Befinden sich mehr Atome in 150 g Gold oder in 1 kg Aluminium?

13.1.4 Wiederholung des Kapitels Dichte (v. Klasse 8)

Wie kann man zwei Körper unterschiedlicher Form hinsichtlich ihres Gewichtes vergleichen? - gar nicht! Man muss das Volumen mit in Betracht ziehen, sonst könnte man denken, Kohle sei schwerer als Blei, nur weil man ein großes Stück Kohlenstoff mit einem kleinen Bleiwürfel vergleicht.

Bestimmung der Dichte:

Ein Körper (z. B. ein Al-Stückchen) wird gewogen und sein Volumen bestimmt. (Durch Ansteigen von Flüssigkeit in einem Standzylinder.)

Definition

Die Dichte (Formelzeichen: ρ (griechisch: rho)), ist das Verhältnis der Masse (m) eines Körpers zu seinem Volumen (V). Die Dichte ist eine Stoffeigenschaft.

$$\rho = m/V$$

Die SI-Einheit der Dichte ist $\frac{kg}{m^3}$. Oft ist die Dichte noch in $\frac{g}{cm^3}$ angegeben.

Durch Wiegen und Verdrängung von Wasser im Messzylinder kann die Dichte dabei leicht bestimmt werden. Es gilt 1l entspricht $1000cm^3$. Manchmal wird die Dichte auch als spezifisches Gewicht bezeichnet.⁹

Einige Dichten bei Normaldruck in der vorgeschriebenen SI-Einheit, sortiert nach ihrer Größe

Stoff	Dichte in kg/m^3
Iridium	22.650
Osmium	22.610
Platin	21.450
Gold	19.320
Wolfram	19.250

⁹ Die Dichte sollte aber nicht mit dem spezifischen Gewicht verwechselt werden; dieses ist zwar proportional zur Dichte, unterscheidet sich aber in einem Punkt: Die Dichte ist das Verhältnis Masse zu Volumen und das spezifische Gewicht das Verhältnis Gewichtskraft zu Volumen. Masse und Gewicht sind unterschiedliche physikalische Größen, werden aber gerne verwechselt, weil das Gewicht in der veralteten Krafteinheit kp (<http://de.wikipedia.org/wiki/Kilopond>) annähernd den gleichen Zahlenwert hatte.

Uran	18.050
Quecksilber	13.595
Rhodium	12.400
Palladium	12.000
Blei	11.340
Silber	10.490
Wismut	9.800
Kupfer	8.950
Nickel	8.900
Konstantan	8.800
Kadmium	8.600
Bronze	8.000
Eisen	7.860
Zinn	7.280
Zink	7.130
Chrom	6.920
Antimon	6.700
Titan	4.500
Kohlenstoff	3.510
Aluminium	2.700
Silizium	2.330
Schwefel	2.070
Phosphor	1.823
Beryllium	1.800
Magnesium	1.733
Meerwasser	1.025
Wasser (bei 3,98 °C)	1.000 (1000 kg/m ³ = 1 kg/l oder 1 g/cm ³ = 1 g/ml)
Eis (bei 0 °C)	917,0 (0,917 g/cm ³)
Alkohol	790 (0,790 g/ml)
Benzin	680
Kalium	680

Zusatzinformationen

w:Dichte¹⁰

Umfangreiche Tabellen unter:

Tabellensammlung Chemie/ Dichte fester Stoffe¹¹

Tabellensammlung Chemie/ Dichte flüssiger Stoffe¹²

¹⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Dichte>

¹¹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Dichte%20fester%20Stoffe>

¹² <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Dichte%20fl%C3%BCssiger%20Stoffe>

Tabellensammlung Chemie/ Dichte gasförmiger Stoffe¹³

Aufgaben zum Thema Dichte

1. Kennst du das Märchen „Hans im Glück“, in dem Hans einen Goldklumpen geschenkt bekommen hat, der so groß ist wie sein Kopf (Volumen etwa 4 dm^3). Wie schwer war der Goldklumpen eigentlich?
2. Du vergleichst je 1kg Benzin, Öl und Wasser in Messbecher eingefüllt. Welche Flüssigkeitsmenge ist jeweils enthalten?
3. Für eine Sporthalle soll ein Betonfundament mit der Fläche $20\text{m} \cdot 60\text{m}$ mit der Dicke von 80cm mit Beton ausgegossen werden. Wie groß ist die Masse des erforderlichen Betons? (Dichte Beton = 2000 kg/m^3)
4. Kann man 9 kg Quecksilber in eine $0,7\text{l}$ -Flasche füllen?
5. Eine Sprudelflasche ist mit $0,75\text{l}$ Wasser gefüllt und hat die Masse $1,40 \text{ kg}$. Welches Volumen hat das Glas der Flasche (Glas hat eine Dichte von ca. $2,5 \text{ Kg/dm}^3$)?
6. Ein Wassertransporter der Feuerwehr hat ein Fassungsvermögen von $10\,000 \text{ l}$

($1 \text{ l Wasser} = 1\,000 \text{ cm}^3$) . Welches Gewicht hat das Fahrzeug?

13.2 Avogadros Gasgesetz und seine Anwendung

Der italienische Graf Amedeo Avogadro (1776-1856) war zugleich Physiker und Chemiker und führte Untersuchungen mit Gasen durch. Ihn beschäftigte vor allem die Frage nach dem Volumen von Gasen. Durch seine Forschungen gelangte er schließlich zu einem erstaunlichen Gesetz:

13.2.1 Satz des Avogadro:

Definition

Verschiedene Gase haben bei gleichem Druck und gleicher Temperatur das gleiche Volumen und somit die gleiche Anzahl an Molekülen/ Atomen.

Mit diesem Wissen ausgestattet, stellte er weitere Forschungen an und bestimmte nun die (relative) Atommasse von gasförmigen Elementen. Dies hatte wegen der schlechten Verfügbarkeit und der schwierigen Handhabbarkeit vor ihm noch niemand versucht.

Er definierte die so genannte **Avogadro-Konstante**¹⁴, nach der in einem Mol, die Anzahl von genau $6,0221367 \cdot 10^{23}$ Molekülen oder Atomen angibt. Heute spricht man auch von „Stoffmenge“. Avogadros Forschungen waren grundlegend und wichtig, dennoch waren sie zu seiner Zeit damals sehr umstritten. Heute weiß man, dass ein Mol einer Substanz stets dieselbe Anzahl von Teilchen hat, unabhängig davon, ob sie fest, flüssig oder gasförmig vorliegt.

¹³ <http://de.wikibooks.org/wiki/Tabellensammlung%20Chemie%2F%20Dichte%20gasf%20f%20rmiger%20Stoffe>

¹⁴ Die Avogadro-Konstante wird in Gleichungen als N_A angegeben, manchmal auch als L (Loschmidt-Zahl)

Zusatzinformation

w:Avogadro ¹⁵

13.2.2 Konsequenzen und Anwendung des Avogadros Gasgesetzes: Die Chlorknallgas-Reaktion

1 L Wasserstoffgas [H₂] enthält genau so viele Wasserstoffmoleküle, wie 1 L Chlorgas

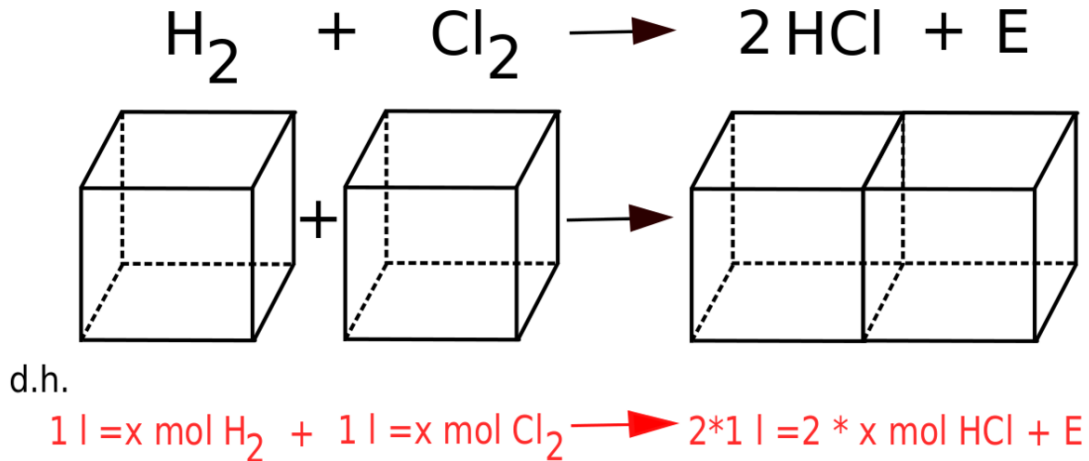


Abb. 137 Gleichung und Veranschaulichung der Chlorknallgas-Reaktion (Würfel)

Konsequenzen:

Das bedeutet, dass das Massenverhältnis $\frac{m(\text{H})}{m(\text{Cl})}$ sich durch einfaches Wägen der beiden Gasportionen und Dividieren der erhaltenen Ergebnisse durch den kleineren Massenwert ermitteln lässt:

$$\begin{array}{l}
 m(\text{H}) = 1 \\
 m(\text{Cl}) = 35
 \end{array}$$

⇒ Ein Chloratom ist also 35mal so schwer wie ein Wasserstoffatom. So kann man die Atommassen relativ zueinander bestimmen:

$$\begin{array}{l}
 M(\text{H}) = 1\text{u} \\
 M(\text{Cl}) = 35\text{u} \\
 1\text{u} = 1,661 \cdot 10^{-24}\text{g}
 \end{array}$$

¹⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Avogadro%20>

Auf diesem Wege lassen sich die relativen Atommassen aller verdampfbaren Elemente ermitteln.

Anwendung:

Mit „units“ zu rechnen ist im Alltag allerdings nicht immer praktikabel, da nur wenige Menschen dies verstehen. Die gebräuchliche und auch im Laboralltag angewendete Masseneinheit ist nicht das „unit“, sondern das „Gramm“. Ersetzt man also bei den Atommassenangaben die Einheit „unit“ durch „Gramm“, so erhält man von jedem Element eine genaue **Stoffmenge (n)**, die der Chemiker als **1 mol** dieses Elements bezeichnet. Die dazugehörige Masse wird als **Molare Masse (M)** bezeichnet und besitzt die Einheit $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

$$\begin{aligned} M(\text{H}) &= 1,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ M(\text{Cl}) &= 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ M(\text{HCl}) &= 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{aligned}$$

1 mol Chlorwasserstoffgas hat eine Masse von 36,5g

13.2.3 Die Stoffmenge „n“

Oft ist es nötig zu wissen, wie viele Teilchen in einer Stoffportion sind. Aber die Teilchenmengen sind zum Abzählen viel zu groß. Wie wir nun wissen, wird die Atommasse in „units“ angegeben.

Wie viel Atome sind in 12 g Kohlenstoff enthalten?

geg. : 1u entspricht 1/12 C-Atom

$$1 \text{ C-Atom entspricht } 12\text{u: } m_a(\text{C}) = 12\text{u}$$

ges. :

$$N(\text{C}) = \frac{12\text{g}}{12\text{u} \cdot \frac{1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g}}{\text{u}}} = \frac{1}{1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ (Die Avogadro – Zahl)}$$

Definition

1 mol ist die Stoffportion in der $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthalten sind. Die Stoffmenge wird mit dem Buchstaben n als Größe angegeben. Ihre Einheit ist [mol]

Zusatzinfos:

w:Stoffmenge¹⁶

Aufgaben:

1. Wie viele Moleküle sind in 1,8 mol Wasserstoff enthalten?
2. Wie viel mol Wasserstoff entsprechen 1 Billion Moleküle (10^{12})

¹⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Stoffmenge>

13.2.4 Molares Volumen V_m

Nun müssen nur noch die Regeln für Gase aufgestellt werden, dann hast Du bereits alles wichtiges gelernt. Bei Gasen gab es ja eine Besonderheit, die Avogadro entdeckt hatte.

Stell Dir vor: Ein Gas nimmt bei 0°C und 1013 hPa ein Volumen von 1,4 l ein. Könnte man die vorhandene Stoffmenge bestimmen, obwohl man nicht weiß welches Gas vorliegt? (Vergleich: zwei gefüllte Luftballons)

Die Frage, die sich stellt:

Gibt es einen Umrechnungsfaktor zwischen Volumen und Stoffmenge? Bedenke: **Wenn gleiche Volumen verschiedener Gase unter gleichem Druck und gleicher Temperatur immer die gleiche Anzahl von Teilchen**

enthalten (Gesetz des Avogadro), so besitzt doch die **Stoffmenge 1 mol** aller Gase unter gleichen Bedingungen immer das **gleiche Volumen**, oder?

Definition

→ Bei gleichem Volumen ist unabhängig vom Gas immer die gleiche Stoffmenge vorhanden.

Nur welche Stoffmenge ist dies? es gilt:

$$\begin{array}{lcl} V_{\text{eines Gases}} & \sim & n \\ V & = & n * V_M^{17} \end{array}$$

$$\Rightarrow V = n * 22,4 \frac{l}{mol}$$

Im Falle $n = 10 l$ gilt:

$$\Rightarrow n = \frac{10 l * mol}{22,4 l} = 0,45 mol$$

Definition

Das molare Volumen ist ein Umrechnungsfaktor zwischen Stoffmenge und Volumen. Für Gase^a hat es bei Normalbedingungen (0°C und 1013 hPa) immer den Wert $22,4 \frac{l}{mol}$.

→ Das Molare Volumen V_M ist für Gase eine unveränderbare Konstante: $V_M = 22,4 \frac{l}{mol}$

→ 22,4 l eines beliebigen Gases enthalten 1 mol Teilchen.

^a bei Flüssigkeiten ist der Wert stoffspezifisch

Beachte:

der genaue Wert gilt nach Avogadro nur für Normalbedingungen:

Molare Volumen bei Normalbedingungen (0°C (=273K); 1013,25 hPa) = $22,413996 \frac{l}{mol}$

Im Labor sind allerdings höhere Temperaturen üblich, deshalb rechnet man hier oft mit den angepassten Standardbedingungen:

¹⁷ molare Volumen in $\frac{l}{mol}$

Molare Volumen bei Standardbedingungen (25°C (=298K), 1013,25 hPa) = $24,4640424 \frac{l}{mol}$

Für die im Alltag üblicheren Temperaturen (bei gleichem Druck) gilt:

bei 20°C: $V_m = 22,1 \frac{l}{mol}$

bei 25°C: $V_m = 24,7897 \frac{l}{mol}$

Zusatzinformationen:

w: Molares Volumen¹⁸

13.2.5 Übersicht zum Rechnen mit molaren Größen

Symbole und Einheiten

Größe	Symbol	Einheit
Stoffmenge	n	mol
Masse	m	g
Atommasse	m	u
Molare Masse	M	$\frac{g}{mol}$
Volumen	V	l
Molares Volumen	V_M	l/mol
Avogadrozahl	N_A	mol ⁻¹
Stoffmengenkonzentration	c	$\frac{mol}{l}$

Zusammenhänge

Stoffmenge (n) und Molare Masse (M):

$$n(mol) = \frac{m}{M}$$

$$\Rightarrow m = n \cdot M$$

$$\Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

Stoffmenge (n) und molares Volumen (VM):

$$V_M = \frac{V}{n}$$

$$\Rightarrow n = \frac{V}{V_M}$$

$$\Rightarrow V = V_M \cdot n$$

¹⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Molares%20Volumen>

Stoffmenge (n) und Konzentration (c):

$$\Rightarrow c = \frac{n}{V_{\text{Lösung}}}$$

Dichte: $\rho = \frac{m}{V}$

$$\Rightarrow \rho \cdot V = m$$

Molare Masse und molares Volumen:

$$\Rightarrow \frac{m}{M} = \frac{V_m}{V}$$

Bzw. $n \cdot M = \rho \cdot V$

Welche Informationen liefert eine Reaktionsgleichung?

Wenn wir jetzt alles aus diesem Kapitel zusammenfassen, dann lässt sich nun viel mehr aus einer Reaktionsgleichung ablesen:

Reaktionsgleichung:	O_2	+	$2H_2$	→	$2H_2O$
Qualitative Aussage:	Sauerstoff	+	Wasserstoff	→	Wasser
Quantitative Aussagen:					
Mengen:	1 Molekel O_2	+	2 Molekuele H_2	→	2 Molekuele H_2O
	1 mol O_2	+	2 mol H_2	→	2 mol H_2O
Masse:	1 · 32u	+	2 · 2u	→	2 · 18u
	1 · 32g	+	2 · 2g	→	2 · 18g
Volumen (bei Gasen):	1 · 22,4l	+	2 · 22,4l	→	2 · 22,4l

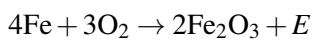
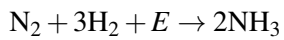
Hinweis:

Die Reaktionsenthalpie-Angabe ermöglicht Aussage zu Energiebeteiligung.

$$\Delta E(\text{Knallgasreaktion}) = -286\text{kJ exotherme Reaktion}$$

Aufgaben:

Welche Aussagen treffen folgende Reaktionsgleichungen



13.3 Die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure

Versuchsbeschreibung

In einem Reagenzglas mit seitlichem Auslassrohr bzw. einem mit durchbohrtem Stopfen werden 0,100kg Mg gefüllt und mit ca. 5cm HCl

überschichtet. Das Reagenzglas wird sofort verschlossen und das Gas (vorsichtig) mit einem Kolbenprober aufgefangen. Die Gasmenge wird

bestimmt und anschließend berechnet, ob man das komplette Gas aufgefangen hat.

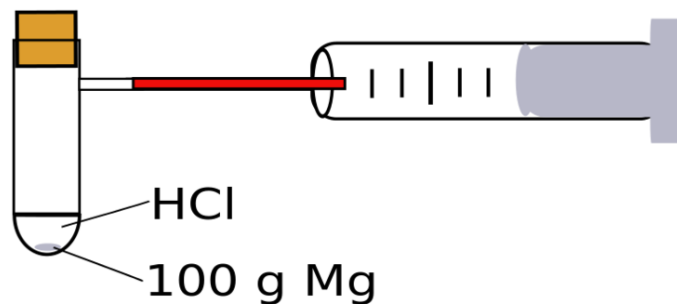
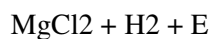
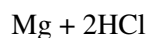


Abb. 138 Versuchsaufbau der Gasbildungsermittlung bei der Reaktion von Magnesium und Salzsäure

Beobachtung Das Gemisch wird warm, ein Gas bildet sich, es entstehen ...ml Gas

Magnesium reagiert unter Wärmebildung mit Salzsäure. Die entstehende Wärme erwärmt die Flüssigkeit.

Magnesium + Salzsäure \longrightarrow **Magnesiumchlorid + Wasserstoff + E**

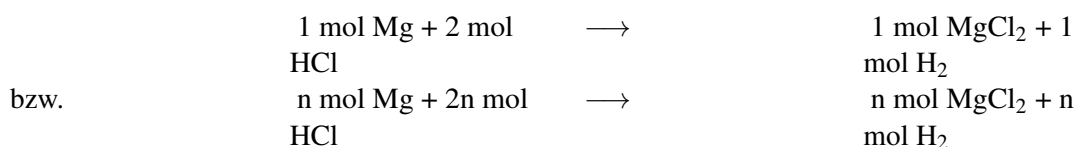


Berechnung: Wie viel ml Wasserstoff müssten theoretisch entstehen?

gesucht: $V(\text{H}_2) = ?$

gegeben: $V_m = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}} \Rightarrow$ die Berechnung mit $V = V_m \cdot n$ ist nicht möglich, da n nicht gegeben ist.

Aus den Aussagen der Reaktionsgleichung folgt aber, dass die Stoffmengen der Ausgangsstoffe und die Stoffmengen der Produkte miteinander im angegebenen Verhältnis stehen. Das heißt:



Mit anderen Worten, wenn man die Stoffmenge von Mg kennt, dann weiß man auch die Stoffmenge des entstehenden H₂.

$$m_{(\text{Mg})} = 0,100\text{g} \quad M_{(\text{Mg})} = 24,305\text{g/mol} \quad n_{(\text{Mg})} = \text{gesucht} = n(\text{H}_2) \quad n = \frac{m}{M} \Rightarrow \frac{0,100\text{g} \cdot \text{mol}}{24,305\text{g}}$$

$$\underline{= 0,0041\text{mol Mg bzw H}_2}$$

Dieser Wert wird nun in die erste Gleichung eingesetzt und man erhält: $V = V_m \cdot n = 22,413 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0,0041\text{mol} = 0,09221 (= 92,2\text{ml}) \text{ H}_2$ entstehen tatsächlich

14 Die Atombindung (auch Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung)

14.1 Wiederholung der Grundlagen

Erinnerst Du Dich an die Eigenschaften und Besonderheiten von Säuren und Laugen? Hier noch mal eine kurze Wiederholung, wenn Du Dich nicht mehr erinnerst, dann lese doch noch mal das Kapitel Säuren und Laugen¹.

- Säuren und Laugen ätzen
- sie werden durch Indikatoren für uns erkenntlich gemacht.
- meist verwendet man Universalindikator. Er zeigt bei Säuren die Farbe rot, bei neutralen Lösungen grün und bei Laugen blau.
- Säuren greifen v.a. unedle Metalle an, Laugen greifen v.a. organische Substanzen an.
- Natronlauge und Kalilauge liegen als Feststoff vor und müssen vor dem Gebrauch erst aufgelöst werden.
- Säuren und Laugen sind „Gegenspieler“, die sich bei gleicher Konzentration in ihrer Wirkung aufheben. Diesen Vorgang nennt man Neutralisation.
- Säuren enthalten in ihrer Formel alle Wasserstoffionen (=Protonen), Laugen sind wässrige Hydroxidlösungen (enthalten (OH)⁻)

Die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste			
	Säure		Säurerest
HF	Fluor wasserstoffsäure	F ⁻	Fluorid
HCl	Chlor wasserstoffsäure	Cl ⁻	Clorid
HBr	Brom wasserstoffsäure	Br ⁻	Bromid
HI	Iod wasserstoffsäure	I ⁻	Iodid

¹ Kapitel 4 auf Seite 55

Die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste			
H ₂ S	Schwefelwasserstoff(säure)	S ²⁻	Sulfid
HNO ₃	Salpetersäure	(NO ₃) ⁻	Nitrat
H ₂ SO ₄	Schwefelsäure	(SO ₄) ²⁻	Sulfat
H ₂ CO ₃	Kohlensäure	(CO ₃) ²⁻	Carbonat
H ₃ PO ₄	Phosphorsäure	(PO ₄) ³⁻	Phosphat
HNO ₂	Salpetrigsäure	(NO ₂) ⁻	Nitrit
H ₂ SO ₃	Schwefeligsäure	(SO ₃) ²⁻	Sulfit
H ₃ PO ₃	Phosphorigsäure	(PO ₃) ³⁻	Phosphit

Die wichtigsten Laugen	
	Lauge
NaOH	Natronlauge
KOH	Kalilauge
Ca(OH) ₂	Calciumlauge (=Kalkwasser)

Definition

Laugen sind wässrige Hydroxidlösungen

14.2 Weitere anorganische Säuren

Säure Kieselsäure	H₂SiO₃	→	Säurerest H ⁺ + HSiO ₃ ⁻ Hydrogensilikat	→	Säurerest H ⁺ + SiO ₃ ²⁻ Silikat
Arsensäure	H₃AsO₄	→	3H ⁺ + (AsO ₄) ³⁻ Arsenat		
Hypochlorige Säure (=Chlor(I)-säure)	+I HClO	→	H ⁺ + (ClO) ⁻		
Chlorige Säure (=Chlor(III)-säure)	+III HClO₂	→	Hypochlorit H ⁺ + (ClO ₂) ⁻		
Chlorsäure (=Chlor(V)-säure)	+V HClO₃	→	Chlorit H ⁺ + (ClO ₃) ⁻		
Perchlorsäure (=Chlor(VII)-säure)	+VII HClO₄	→	Chlorat H ⁺ + (ClO ₄) ⁻		
			Perchlorat		

14.3 Organische Säuren

Organische Säuren kommen in der Natur als Produkt von Tieren oder Pflanzen vor. Sie unterscheiden sich in ihrem Aufbau, da sie nur aus Kohlenstoff-, Wasserstoff- und Sauerstoffatomen bestehen. Ihre Wirkung ist meist etwas schwächer. Einige werden sogar als Lebensmittel eingesetzt. Ihre Formeln sind oft komplizierter:

Typische Säuren sind:

Säure	Formel	Säurerest
Essigsäure	C ₂ H ₄ O ₂	Acetat
Zitronensäure	C ₆ O ₇ H ₈	Citrat
Ameisensäure	CH ₂ O ₂	Formiat
Oxalsäure	C ₂ H ₂ O ₄	Oxalat
Äpfelsäure	C ₄ H ₆ O ₅	Malat
Ascorbinsäure (=Vit C)	C ₆ H ₈ O ₆	Ascorbat
Bernsteinsäure	C ₄ H ₆ O ₄	Succinate
Acetylsalicylsäure (=Aspirin)	C ₉ H ₈ O ₄	Acetyl-Salicylat

14.4 Formeln von einigen ausgewählten organischen Säuren

(Achtung: freie Elektronenpaare fehlen!)

Monocarbonsäuren: Ameisensäure, Essigsäure

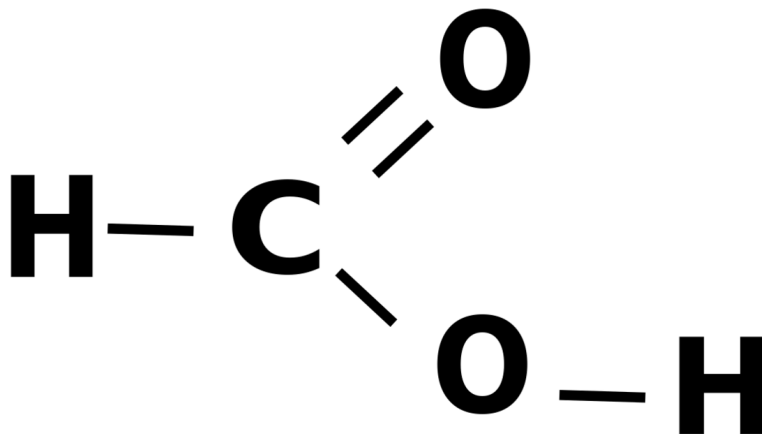


Abb. 139 Strukturformel der Ameisensäure

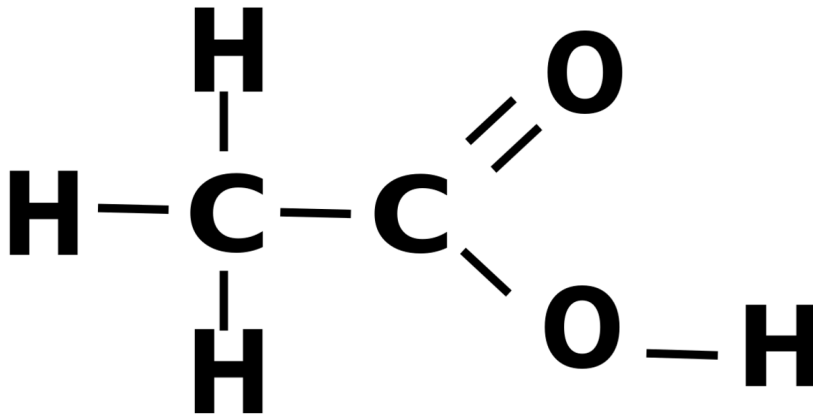


Abb. 140 Strukturformel der Essigsäure

Dicarbonsäuren: Oxalsäure, Bernsteinsäure

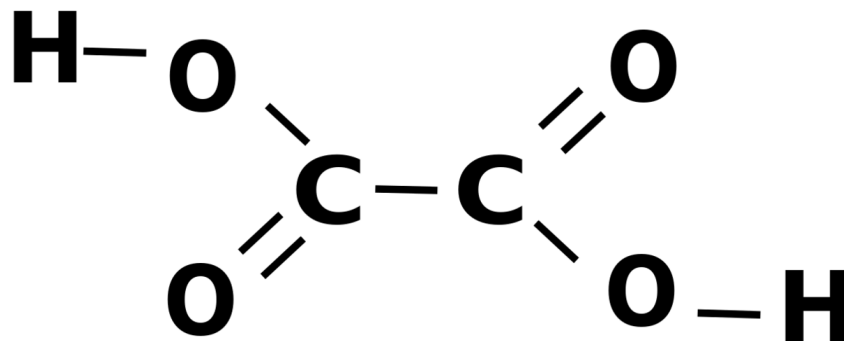


Abb. 141 Strukturformel der Oxalsäure

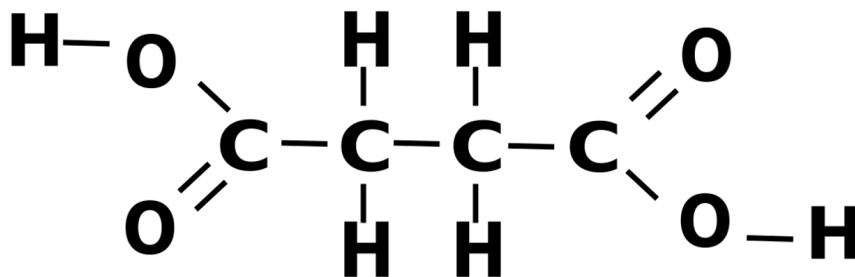


Abb. 142 Strukturformel der Bernsteinsäure

Hydroxycarbonsäuren: Äpfelsäure, Zitronensäure

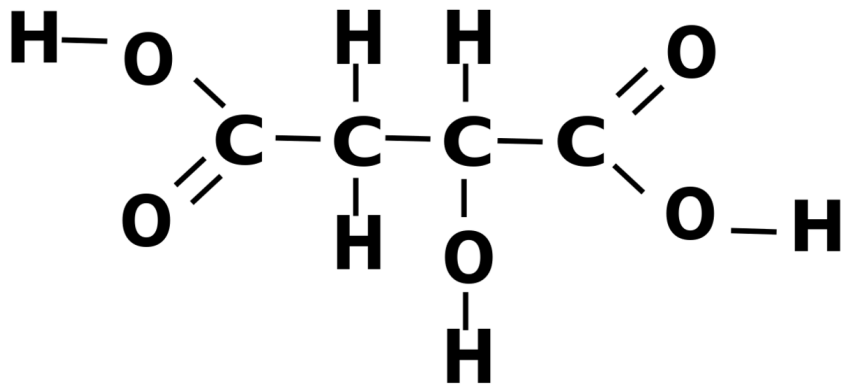


Abb. 143 Strukturformel der Äpfelsäure

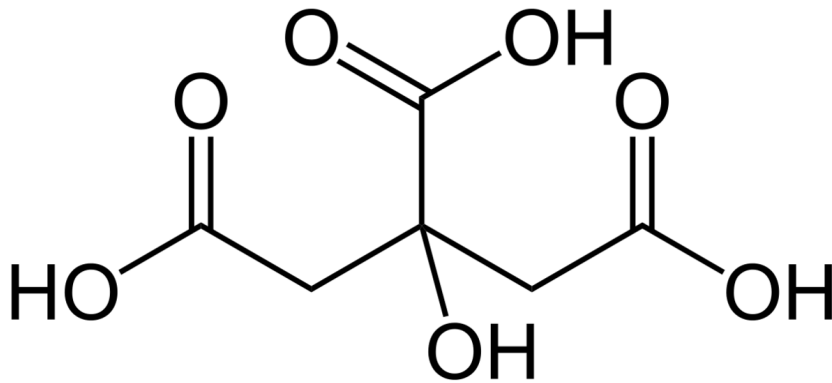


Abb. 144 Strukturformel der Zitronensäure

Zur Erinnerung: Der sechseckige Ring steht für eine zyklische Kohlenstoffverbindung mit der Formel C_6H_6 (Benzol/Benzen)

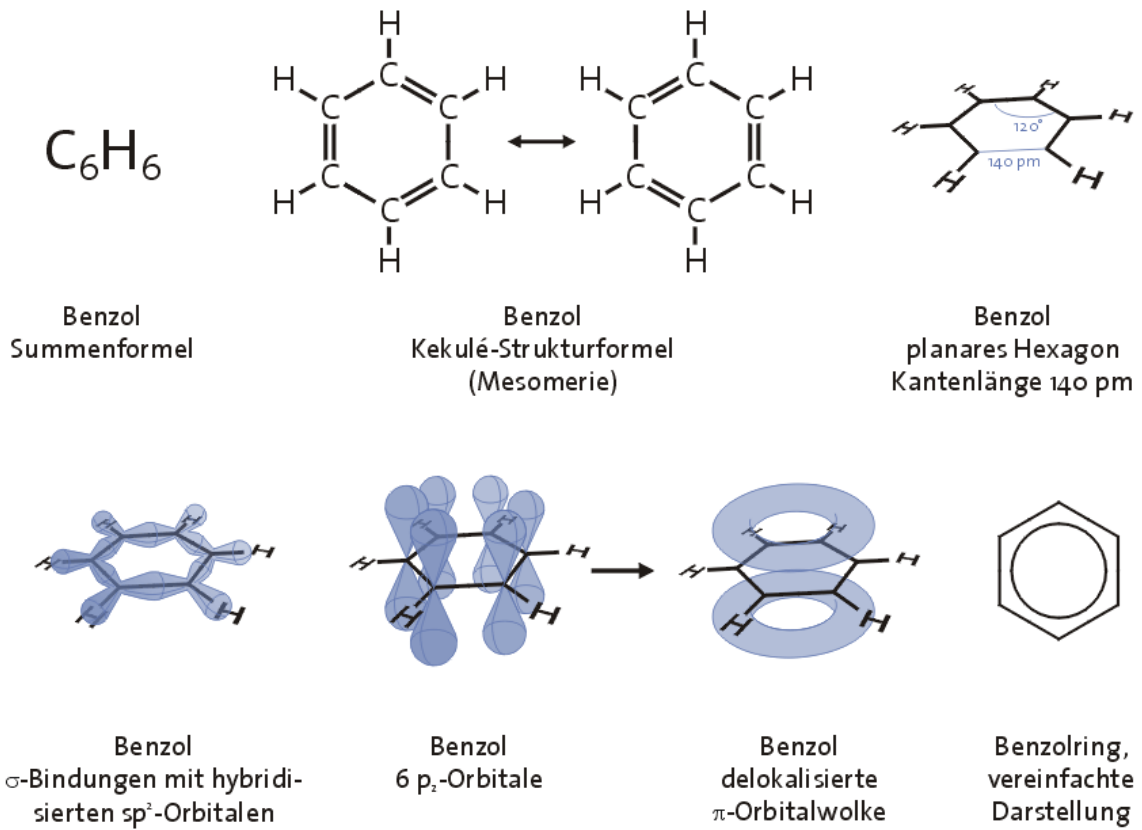


Abb. 145 verschiedene Strukturformeln des Benzols/Benzens

Säuren mit aromatischen Ring: Acetylsalicylsäure, Ascorbinsäure

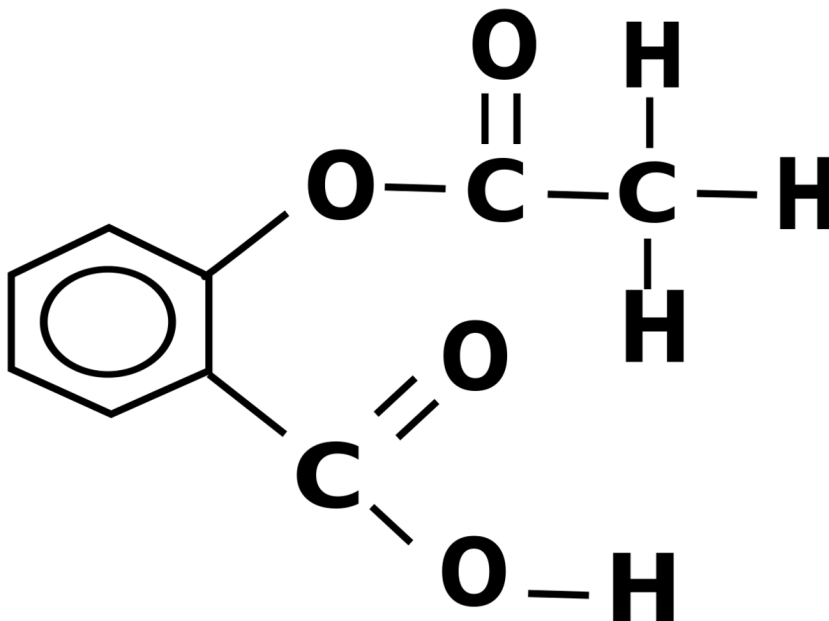


Abb. 146 Strukturformel der Acetylsalicylsäure

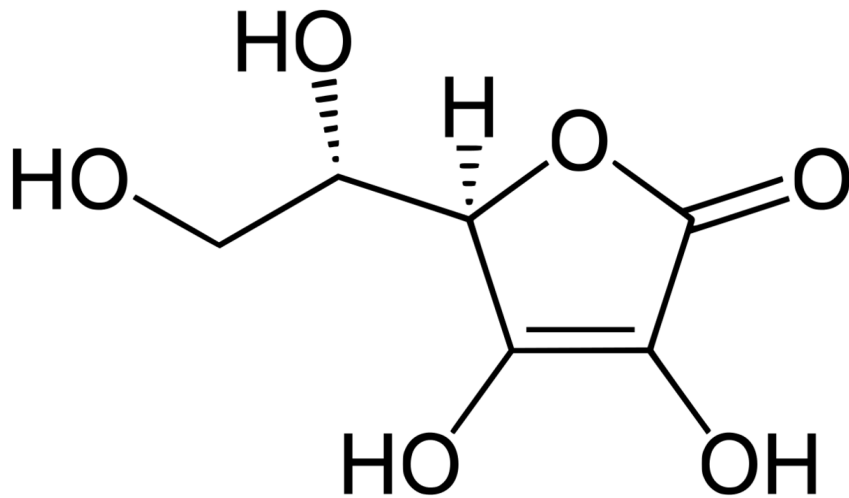


Abb. 147 Keilstrichformel der Ascorbinsäure

14.5 Darstellung von Chlorwasserstoff

Material: Gasentwicklungsapparatur, Thermometer, Leitfähigkeitsmessung

V1: Konz. H₂SO₄ wird aus einem Tropftrichter auf feuchtes NaCl getropft.

V2: Das entstehende Produkt wird über einen Schlauch über eine Glaswanne gefüllt mit Wasser geleitet. Die Stromstärke und der Säuregrad werden gemessen

Reaktion I Reaktion II

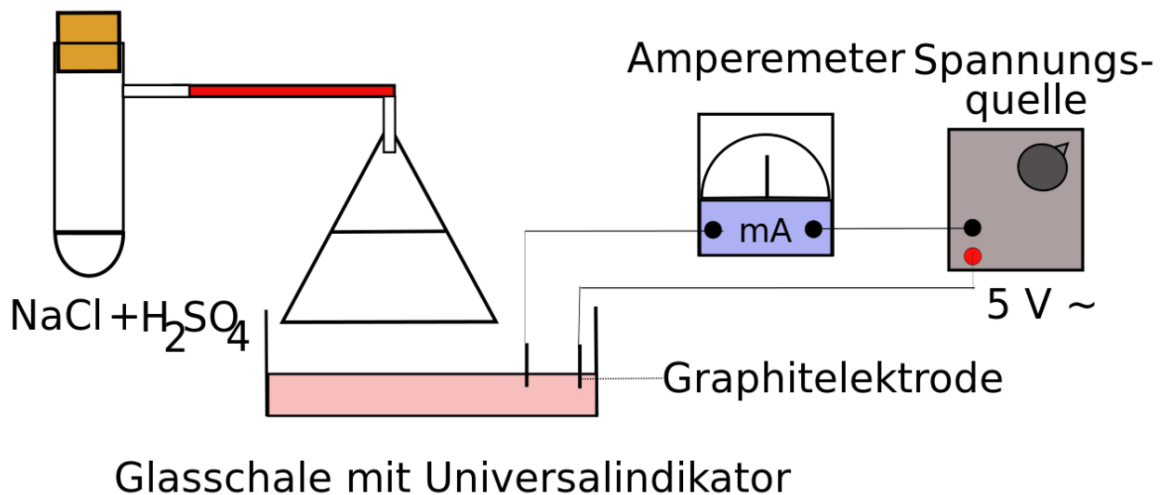
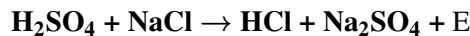


Abb. 148 Versuchsaufbau

B1	S1
Es bildet sich ein Gas	HCl ist ein Gas! Säuren können in <i>allen</i> Aggregatzuständen vorkommen
das Gefäß wird heiß	Bei der Bildung von HCl wird viel Energie frei

⇒

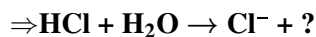


B2	S2
Das Gas löst sich im Wasser	HCl löst sich ausgesprochen gut in Wasser ² . Es findet eine Reaktion statt
Universalindikator färbt sich rot	es hat sich eine Säure gebildet
die Temperatur steigt	es liegt eine exotherme Reaktion vor
die Leitfähigkeit steigt	es bilden sich Ionen - Ursache muss eine hetero-lytische (=ungleiche) Spaltung des HCl in Ionen sein.

Wichtig: Wie kann man feststellen, welche Ionen in der Glasschale enthalten sind?

Man gibt Silbernitratlösung zu. Die Zugabe von AgNO_3 zeigt eine weiße Trübung.

⇒ es sind Chloridionen enthalten, es bildet sich das schwerlösliche Salz Silberchlorid.



Welcher weiterer Stoff kann entstanden sein?

14.6 Die Protolyse

Die Auflösung der Frage, welcher Stoff bei der Reaktion von HCl mit H_2O entsteht ist nicht so einfach, da ein neues, Dir bis jetzt unbekanntes Teilchen entsteht.

Was wissen wir aus der Vorstunde?

Cl^- entsteht ⇒ H-Cl musste dazu gespalten worden sein:

² 507 Liter HCl pro Liter Wasser bei 0°C!



Abb. 149 Spaltung von HCl

Kurzzeitig entsteht also ein H^+ und ein



Abb. 150 Elektronenpaarschreibweise von einem Cl-Ion

Aber wie kommt es zu dieser ungleichen (=heterolytischen) Spaltung des HCl?

HCl und H₂O sind Dipole. Das HCl - Wasserstoffatom wird also auch leicht vom H₂O - Sauerstoffatom angezogen. Es kann den Bindungspartner wechseln.

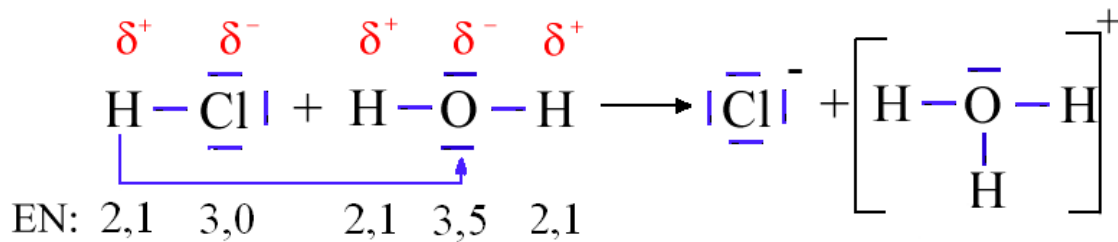


Abb. 151 Bindungspartnerwechsel vom HCl zu H₃O⁺

Der Sauerstoff des Wasser ist partial negativ geladen. Er übt so eine Anziehungskraft auf das Wasserstoffatom des HCl aus.

Man könnte vereinfacht sagen, das Sauerstoffatom des Wassers *flirtet* mit dem H (der HCl), welches in *Versuchung* geführt wird und seinen Partner *verlässt*.

Die Konsequenz ist, dass HCl heterolytisch getrennt wird. Dabei wird dem elektronegativeren Atom das Elektronenpaar *zuteilt*.

Es entstehen H⁺ und Cl⁻. Auch das kann man sich vereinfacht vorstellen: bei der Trennung von H und Cl bleibt das gemeinsame Eigentum (also die Elektronen) bei dem Verlassenen.

Merksatz

Zusammenfassend kann man sagen, dass bei dieser Reaktion ein H⁺ von einem Partner auf einen anderen übertragen wurde. Da H⁺ keine Elektronen hat und nur ein Proton (und kein Neutron), wird es unter Chemikern auch als Proton bezeichnet!

Merksatz

Als Protolyse bezeichnet man den Übergang eines Protons (von einem Molekül auf ein anderes)

HCl ist also erst in Verbindung mit Wasser eine Säure. Säure ist demnach nicht eine Stoffeigenschaft, sondern erst das Ergebnis einer Reaktion, bei der Oxoniumionen³ entstehen..

Aufgabe:

Erstelle Gleichungen für die Protolyse von 8 Säuren!

3 Oxonium wurde früher auch Hydroniumion genannt

14.7 Zweistufige Protolyse von Schwefelsäure

w:Schwefelsäure⁴ w:Protolyse⁵ w:Phosphorsäure⁶ **Versuchsbeschreibung** Die Leitfähigkeit von Schwefelsäure und Wasser wird einzeln gemessen. Nun wird *vorsichtig* etwas Wasser zur Schwefelsäure zugefügt. Die Leitfähigkeit wird gemessen und anschließend ein Diagramm erstellt.

Beobachtung Die Leitfähigkeit nimmt zu. Dies geschieht in 2 Stufen

S: Erst durch die Wasserzugabe findet eine Protolyse statt. Sie geschieht in zwei Schritten, wie man am Leitfähigkeitsdiagramm sehen kann. Es bilden sich nacheinander die Ionen Hydrogensulfat (HSO_4^-) und Sulfat (SO_4^{2-}).

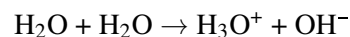
Impuls: Schwefelsäure reagiert also in zwei Schritten zu Hydrogensulfat und Sulfat. Beide Säurereste bilden als Feststoff entsprechende Salze (z.B. NaHSO_4 und Na_2SO_4)

Mit Phosphorsäure kann man sogar drei Salze bilden:

- NaH_2PO_4
- Na_2HPO_4
- Na_3PO_4

14.8 Die Autoprotolyse des Wassers

Wasser reagiert mit sich selbst in geringem Maße zu Hydroxid- und Oxoniumionen.



Allerdings ist in neutralem Wasser die Konzentration der Oxoniumionen nur 0,000.0001 mol/l [10^{-7} mol/l]. Dies erklärt auch die (wenn auch geringe) Leitfähigkeit von salzfreiem, destilliertem Wasser (siehe dazu Versuch der Ionenleitfähigkeit)

14.9 Ist Ammoniak (NH_3) eine Lauge?

Eine Messung des pH-Wertes von Ammoniak ergibt einen pH-Wert von ca. 13-14. Dies entspricht dem pH-Wert einer konzentrierten Lauge. Laugen sind wässrige Lösungen von Hydroxidionen (OH^-). Diese sind aber in Ammoniak nicht vorhanden!

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Schwefels%E4ure>

5 <http://de.wikipedia.org/wiki/Protolyse>

6 <http://de.wikipedia.org/wiki/Phosphors%E4ure>

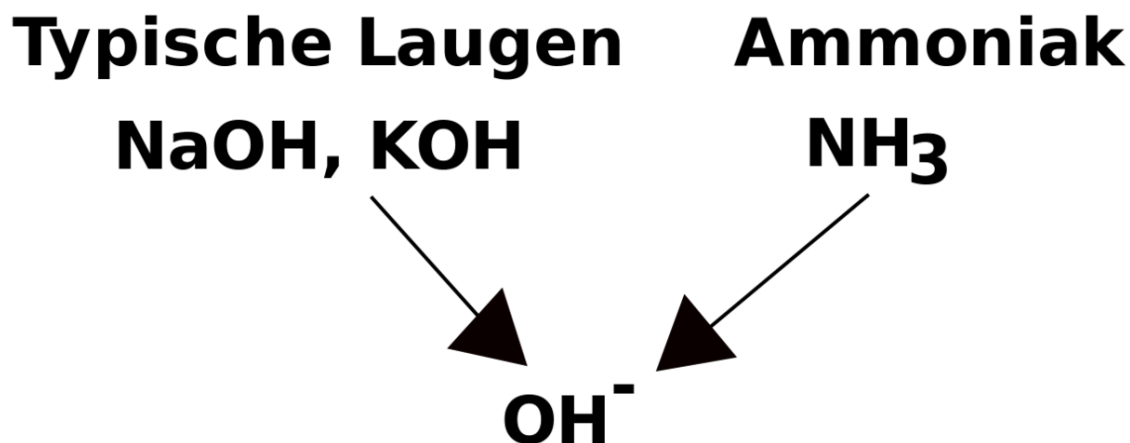
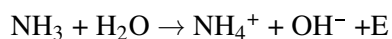


Abb. 152 Schema der OH^- -Bildung

Ist NH_3 eine Lauge, wenn es wie eine Lauge Indikatorpapier blau färbt, aber kein Hydroxid enthält?

Schaut man sich die Reaktion mit Wasser an, kommt man auf die Lösung:



NH_3 bildet mit Wasser Hydroxidionen. Es reagiert somit alkalisch. Es ist keine Lauge, reagiert aber wie eine. Aus diesem Grunde wurde eine neue Definition notwendig. Da der Begriff Lauge aber schon vergeben war führten Chemiker den neuen Begriff der *Base* ein. Basen reagieren alkalisch. Alle Laugen sind auch Basen. Der Begriff Base umfasst aber auch hydroxidfreie Stoffe, wie Ammoniak, die alkalisch reagieren.

Die Definitionen lieferte der dänische Chemiker w:Johannes Nicolaus Brønsted⁷ (1879 -1947):

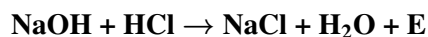
Merksatz

Eine Base ist ein Stoff, der Protonen ($=\text{H}^+$) aufnimmt, also ein Protonenakzeptor -

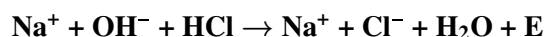
Eine Säure ist ein Stoff, der Protonen abgibt, also ein Protonendonator

14.10 Ist Natronlauge auch eine Base?

Die Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure ist ja aus den letzten Kapiteln bekannt. Es ist eine Neutralisation:

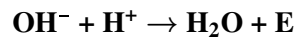


Da es sich bei NaOH und NaCl um Ionen handelt, liegen diese freibeweglich in der Lösung vor:



Wenn man diese Reaktion so betrachtet, sieht man, dass von NaOH eigentlich nur das Hydroxid ($=\text{OH}^-$) reagiert hat:

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Johannes%20Nicolaus%20Br%F8nsted>



Merksatz

Natronlauge reagiert mit Wasser, indem es in die freibeweglichen Ionen Na^+ und OH^- zerfällt. Das Hydroxid vereinigt sich dann im folgenden Schritt mit dem Proton, welches aus der HCl stammt. Es ist also ein Protonenakzeptor und somit eine Base. OH^- ist die stärkste Base in wässrigen Systemen.

14.11 Säure-Base Reaktionen

w:Brönsted⁸ w:Svante Arrhenius⁹ w:Protonendonator¹⁰ w:Protonenakzeptor¹¹ Schaut man sich die Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure genauer an und ordnet nun den Stoffen die Begriffe Säure und Base zu, so erlebt man eine Überraschung:

8 <http://de.wikipedia.org/wiki/Brönsted>

9 <http://de.wikipedia.org/wiki/Svante%20Arrhenius>

10 <http://de.wikipedia.org/wiki/Protonendonator>

11 <http://de.wikipedia.org/wiki/Protonenakzeptor>

E

+

H₂O
Säure

+

Cl⁻
Base

→

HCl
Säure

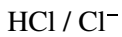
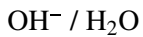
+

OH⁻
Base

Merksatz

Bei Säure-Base-Reaktionen wird immer ein Proton übertragen. Es liegt also immer eine Protolyse vor. Des Weiteren sieht man, dass die Base dabei zu einer Säure reagiert und die Säure zu einer Base. Man spricht also immer von einem korrespondierendem Säure-Base-Paar.

z.B.:



Als Faustregel kann man sich dabei merken:

Merksatz

Starke Säuren reagieren zu schwachen Basen, starke Basen zu schwachen Säuren.

14.11.1 Die Neutralisation

Erinnere Dich:

- Durch Neutralisation kann eine Säure durch Lauge unschädlich gemacht werden (und umgekehrt).
- Die ätzende Wirkung der Säure geht vom Wasserstoff bzw. H_3O^+ aus
- Die ätzende Wirkung der Lauge geht vom OH^- (=Hydroxid) aus

⇒ **OH^- muss durch H_3O^+ unschädlich gemacht werden. Sie bilden H_2O .** ⇒ bei einer Neutralisation entstehen immer ein Salz und Wasser.

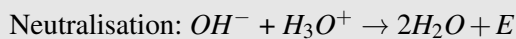
14.11.2 Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge

Versuchsbeschreibung Zu Natronlauge wird Universalindikator gegeben und dann tropfenweise Salzsäure hinzu gegeben und dabei gut gerührt.

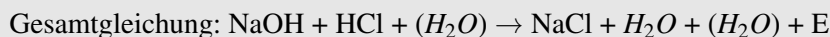
Beobachtung Bei genügend Zugabe von Lauge verfärbt sich der Indikator. Es entsteht bei gutem experimentellem Geschick eine neutrale Lösung (grüne Farbe des Indikators)

S: In der Natronlauge liegen OH^- und Na^+ -Ionen vor. Hinzu kommen von der Salzsäure H_3O^+ und Cl^- -Ionen. Je mehr man sich dem Neutralpunkt nähert, desto mehr Moleküle H_3O^+ und OH^- reagieren zusammen und bilden Wasser.

Merksatz



Merksatz



Merksatz

Säuren und Basen sind „Gegenspieler“. Sind genauso viele Teilchen der Säure und der Base in der Lösung vorhanden (also gleiche Konzentrationen), heben sie sich gegenseitig in ihrer ätzenden Wirkung auf, d.h. sie sind neutralisiert.

Aufgabe:

1. Wenn man nicht weiß, wie viele Teilchen der Säure vorhanden sind, kann man sie durch die Anzahl der Teilchen an Base bestimmen. Woher weiß ich, wann genauso viele Teilchen vorliegen?

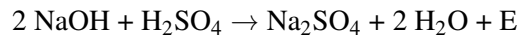
14.11.3 Zweistufige Neutralisation

Versuchsbeschreibung Titration von Schwefelsäure mit Natronlauge (ganz und halb). Anschließend eindampfen der neutralisierten Lösung und der halbneutralisierten Lösung. Vergleich der beiden Salze nach Aussehen und Eigenschaften.

Beobachtung Es entstehen zwei Salze, die sich etwas in ihrem Aussehen unterscheiden.

S: Nach Zugabe der Hälfte der Natronlauge entsteht v.a. Natriumhydrogensulfat (1. Stufe). Nach Zugabe der kompletten Menge an Natronlauge ist Natriumsulfat entstanden (2. Stufe).



Gesamtgleichung:**14.12 pH-Wert**

In der 8. bzw. 9. Klasse hast Du gelernt, dass der pH-Wert den *Säuregrad* angibt. Er wurde Dir als Messgröße mit den Werten 0-14 vorgestellt.

Merksatz

Substanzen mit einem pH-Wert < 7 bezeichnet man als Säuren

Merksatz

Substanzen mit einem pH-Wert $= 7$ bezeichnet man als neutral

Merksatz

Substanzen mit einem pH-Wert > 7 bezeichnet man als Basen/ Laugen

Nun weißt Du im Gegensatz zu damals aber schon wesentlich mehr über saure Wirkungen von Salzen und weißt, dass die Oxoniumionen für die saure, ätzende Wirkung einer Säure verantwortlich sind. Genau diese werden auch mit dem pH-Wert gemessen.

Merksatz

Das Besondere an der pH-Wert Skala ist, dass der Unterschied zwischen einem pH-Wert und dem nächsten das 10-fache beträgt.

Das bedeutet, dass z. B. eine Säure mit $\text{pH} = 2$ zehnmal so sauer wie eine Säure mit $\text{pH} = 3$ ist und hundertfach so sauer ist wie eine $\text{pH} = 4$ ist.

Um dies genau zu verstehen, musst Du allerdings wissen, was mit dem Begriff „Konzentration“ gemeint ist.

14.12.1 A) Die Konzentration einer Lösung

Die Anzahl an Teilchen (=Stoffmenge) in einer Lösung wird üblicherweise in mol angegeben. Um sie auf die jeweilige Flüssigkeitsmenge zu beziehen teilt man durch das Volumen:

$$c = \frac{n}{V} \quad \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

14.12.2 Zur Wiederholung aus dem Matheunterricht:

Logarithmen dienen z.B. dazu, Exponenten auszurechnen.

$$\begin{aligned} \lg 10^3 &= 3 \\ \lg 10^2 &= 2 \\ \lg 10^1 &= 1 \\ \lg 10^0 &= 0 \\ \lg 10^{-1} &= -1 \\ \lg 10^{-2} &= -2 \\ \lg 10^{-3} &= -3 \end{aligned}$$

↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ↑ ↑

$$\begin{aligned} &= 10^3 \\ &= 10^2 \\ &= 10^1 \\ &= 10^0 \\ &= 10^{-1} \\ &= 10^{-2} \\ &= 10^{-3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{1}{10^0} \\ &= \frac{1}{10^2} \\ &= \frac{1}{10^3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{1}{10} \\ &= \frac{1}{100} \\ &= \frac{1}{1000} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} &1000 \\ &100 \\ &10 \\ &1 \\ &0,1 \\ &0,01 \\ &0,001 \end{aligned}$$

Wenn also 1 l HCl $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ H_3O^+ enthält, dann ist die Konzentration $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,1}{1} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

⇒ **der pH-Wert ist 1**

Neutrales Wasser hat, bedingt durch die Autoprotolyse des Wassers, eine H_3O^+ Konzentration von $0,0000001 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

⇒ pH-Wert = 7

Kann man eigentlich sagen, wie viel mal geringer/ höher die Konzentration an Protonen einer Lösung im Vergleich einer anderen ist?

Ja, denn von pH 1 zu pH 2 ändert sich die Konzentration von $0,1$ zu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$. Sie ist also 10 mal geringer. Vergleicht man eine Lösung mit pH-Wert = 10 und eine Lösung mit dem pH-Wert = 7, dann ist demzufolge die Konzentration um den Faktor 1000 höher!

Merksatz

Faustregel: Eine pH-Wertstufe entspricht einer Zunahme/ Verringerung der Konzentration um den Faktor 10

14.12.3 C) Beziehung zwischen dem pH-Wert und dem pOH-Wert

Jetzt könnte man meinen, in Laugen wären keine freien Oxoniumionen vorhanden. Das ist ein Irrtum. Es sind nur sehr wenige. In einer starken Natronlauge befinden sich bei pH-Wert 13 nur $0,000000000000001 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ H_3O^+ .

In der hoch konzentrierten Lauge befinden sich aber sehr viele Hydroxid (OH^-) Ionen. Es gilt folgende Beziehung:

Merksatz

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

⇒ wenn also der pH-Wert 13 beträgt sind $0,000000000000001 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ H_3O^+ und $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ OH^- enthalten.

Mit anderen Worten: In neutralem Wasser liegen $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ H_3O^+ vor.

⇒ pH-Wert ist 7 Wasser ist trotz der H_3O^+ neutral, da die Konzentrationen $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$ und c_{OH^-} gleich sind (beide $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$). Bei höheren Protonenkonzentration ist die Lösung dann sauer. Bei geringeren ist sie alkalisch, da entsprechend die OH^- Ionen Konzentration zunimmt.

14.12.4 D) Beispiele aus dem täglichen Leben

Zusatzinformationen

Konzentrierte Salzsäure HCl hat eine Konzentration von ca. $12 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$. Daraus ergibt sich folgende Verdünnungsreihe:

1000 ml HCl entspricht 12 mol HCl/l

500 ml HCl + 500 ml H₂O entsprechen 6 mol HCl/l

50 ml HCl + 950 ml H₂O entsprechen 0,6 mol HCl/l

5 ml HCl + 995 ml H₂O entsprechen 0,06 mol HCl/l

2,5 ml HCl + 997,5 ml H₂O entsprechen 0,03 mol HCl/l

Säuren und Basen im Alltag

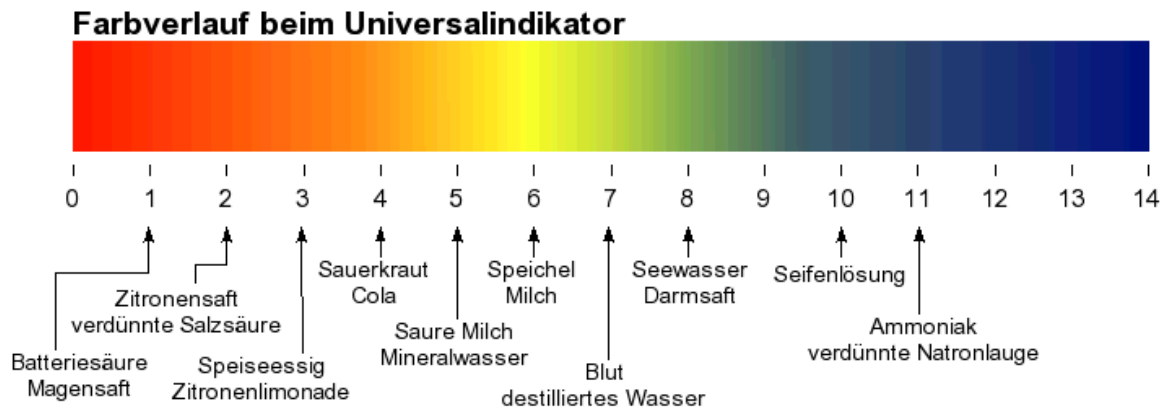


Abb. 153

Hier einige Beispiele von pH-Werten bei Alltagsstoffen

pH-Wert	Beispiel	Säuregrad	pH-Wert	Beispiel	Säuregrad
0	<ul style="list-style-type: none"> • HCL • Magensäure 	sehr sauer	8	<ul style="list-style-type: none"> • Nordseewasser • Seife • nasser Zement • Waschmittel 	
1	<ul style="list-style-type: none"> • Kalkreiniger 		9		schwach alkalisch
2	<ul style="list-style-type: none"> • Batteriesäure • Zitronensaft • Essig 		10		
3	<ul style="list-style-type: none"> • Zitronenlimonade • Cola 	schwach sauer	11	<ul style="list-style-type: none"> • Ammoniak • Kernseife • Abfluss-frei 	
4	<ul style="list-style-type: none"> • Sauerkraut • Haut 		12		stark alkalisch
5	<ul style="list-style-type: none"> • Shampoo 		13		

6	<ul style="list-style-type: none"> • O-Saft • saure Milch 	14			
7	<ul style="list-style-type: none"> • Speichel • Leitungswasser • Darmmilieu 	15	neutral		

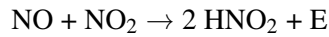
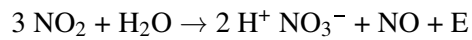
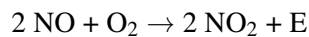
Warum ist Milchsäure auf der Haut so wichtig für Menschen?

Der Säureschutz der Haut besteht vor allem aus Harnsäure und Milchsäure. Er verhindert das Eindringen und Wachsen von Bakterien, Viren und Pilzen auf der Haut, da diese in der Regel keine Säure mögen und auch nicht dort wachsen können, wo schon viele Milchsäurebakterien wachsen. Häufiges Duschen, oder stark alkalische Seifen „schwächen“ allerdings den Säureschutz.

Wie kommt es zu saurem Regen:

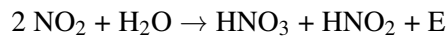
Durch Verbrennung fossiler Brennstoffe entstehen Nichtmetalloxidgase wie z.B. Stickoxide, Kohlenstoffdioxid und Schwefeloxide.

z.B.:



Diese Oxide reagieren mit Regenwasser zu Säuren:

z.B.:



14.13 Titration einer Lauge mit Schwefelsäure

Versuchsbeschreibung Zu 20ml Barytwasser (kaltgesättigt!) wird verdünnte Schwefelsäure getropft (+Universalindikator). Die Leitfähigkeit wird gemessen. Wenn der Neutralpunkt erreicht ist (Farbumschlag), tropft man weiter hinzu!

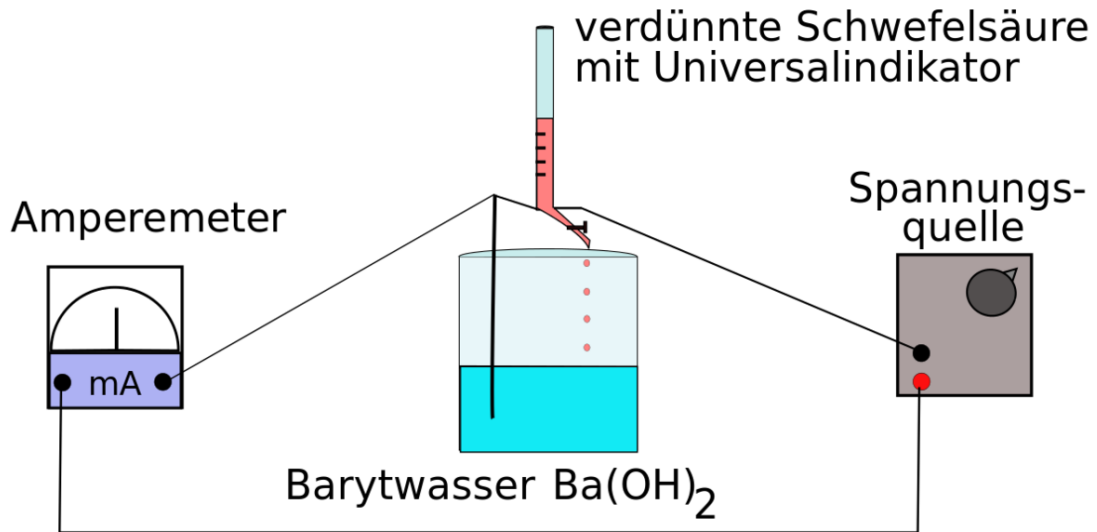


Abb. 154 Versuchsaufbau einer Titration

Beobachtung Die Leitfähigkeit der Lösung nimmt erst ab, dann zu.

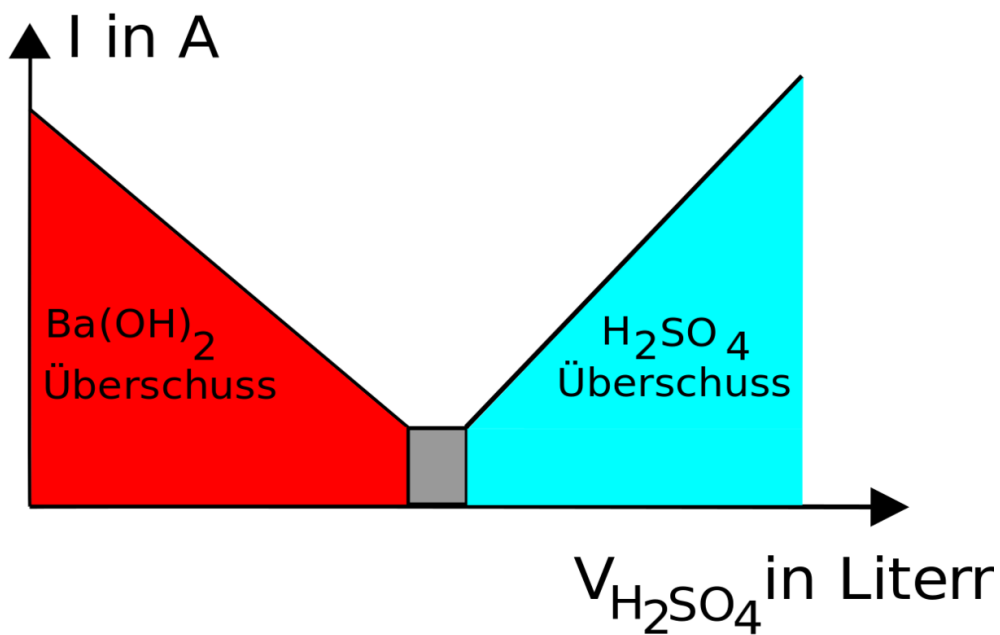


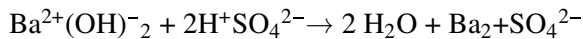
Abb. 155 Beobachtung und graphische Auswertung einer Titration

1. Warum leitet Bariumhydroxidlösung den e- Strom?

- In wässriger Lösung zerfällt jedes Molekül $\text{Ba}(\text{OH})_2$ in drei Ionen: Ba_2^+ und 2OH^-

Diese transportieren die elektrischen Ladungen.

2. Warum verringert sich die Leitfähigkeit durch Zugabe von H_2SO_4 ?



1. Ursache: Am Anfang liegen drei Ionen vor. Durch Zugabe von Schwefelsäure verringert sich die Anzahl auf zwei, da zusätzlich Wasser gebildet wird, welche nicht aus Ionen aufgebaut ist.

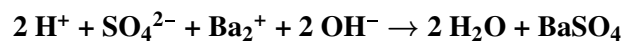
2. Ursache: Es bildet sich das schwerlösliche Salz BaSO_4 . Diese leitet nicht den Strom, da es nicht gelöst vorliegt.

3. Warum ist die Leitfähigkeit am Neutralpunkt minimal?

Es liegen keine freibeweglichen Ionen vor

4. Warum nimmt die Leitfähigkeit dann wieder zu?

Die weitere Zugabe von H_2SO_4 erhöht die Leitfähigkeit, da dessen Ionen den Strom leiten



Es bildet sich das schwerlösliche Salz Bariumsulfat, dadurch sinkt die Leitfähigkeit anfangs. Die Protonen werden neutralisiert. Nach Erreichen des Neutralpunktes steigt die Leitfähigkeit, da nun immer mehr Hydronium und Sulfationen hinzukommen, da verdünnte Schwefelsäure fast vollständig in Ionen zerfallen ist.

14.14 Quantitative Neutralisation

In der Chemie unterscheidet man zwischen qualitativen Verfahren, bei denen die Stoffe an sich bestimmt werden, die an einer Reaktion teilnehmen, oder die dabei entstehen und quantitativen Verfahren, bei denen die Stoffmenge von bekannten Stoffen bestimmt wird.

Um die quantitative Neutralisation zu verstehen, fragen wir uns, wie viel Natronlauge (Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$) man zum Neutralisieren von 10ml HCl mit der Konzentration $c = 1 \text{ mol/L}$ benötigt.

HCl:

$V = 10\text{ml}$
(=0,01l)
 $c = 1\text{ mol/L}$
 $n = ?$
Die Stoffmenge
 n ist leicht zu
berechnen:

$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow$$

Merksatz
 $n = c \cdot V$

NaOH:

$V = ?$
 $c = 0,1\text{ mol/L}$
 $n = ?$
Da wir nicht wissen
welches Volumen NaOH
benötigt wird, kann
auch nicht die
Stoffmenge berechnet
werden!

$$\Rightarrow n = 1 \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ l} = \underline{\underline{0,01 \text{ mol}}}$$

Nützt uns dieses Ergebnis, also die vorhandene Stoffmenge (=Anzahl an Säureteilchen, Oxoniumionen) für HCl, um den Wert der Stoffmenge für Natronlauge zu bestimmen?

Ja sicher, denn bei der Neutralisation werden alle Oxoniumionen durch Hydroxid der Lauge unschädlich gemacht. Es muss also gelten:

Merksatz

Im Neutralpunkt ist die Stoffmenge von Oxoniumionen und Hydroxidionen gleich $n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$

\Rightarrow die Stoffmenge an Hydroxid (und somit auch an NaOH) ist auch 0,01 mol

$$\Rightarrow V_{\text{NaOH}} = \frac{n}{c} = \frac{0,01 \text{ mol} \cdot \text{l}}{0,1 \text{ mol}} = 0,1 \text{ l} \quad (= 100 \text{ ml})$$

Damit nun alle Eventualitäten berechnet werden können (also auch z.B., welche Konzentration muss eine Lauge haben, damit genau 100ml verwendet werden), substituieren wir n in der Gleichung durch $c \cdot V$

Merksatz

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$c_{\text{Säure}} \cdot V_{\text{Säure}} = c_{\text{Lauge}} \cdot V_{\text{Lauge}}$$

Mit dieser Gleichung lassen sich durch Umstellen alle Fälle berechnen!

14.15 Titration einer Salzsäure unbekannter Konzentration

Versuchsbeschreibung 10 ml Salzsäure werden mit einer bestimmten Menge Natronlauge ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) neutralisiert.

	c in mol/L	V in L
HCl	x	0,1
NaOH	0,1	0,1

Im Falle, dass alle Oxoniumionen der HCl mit allen Hydroxid der NaOH reagiert haben, liegen genauso viele Teilchen HCl wie NaOH vor!

$$\Rightarrow n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$n = c \cdot V \Rightarrow c_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \Rightarrow c_{\text{HCl}} = \frac{c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}}$$

Merksatz

$$\Rightarrow x = \frac{c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HCl}}}$$

Überprüfe Dein Ergebnis durch eine Messung!

14.15.1 Aufgaben

- Es sollen 10 mL Salzsäure ($c = 0,01 \text{ mol/L}$) mit Kalkwasser neutralisiert werden. (Kalkwasser ist eine wässrige Lösung von Calciumhydroxid)
 - Stelle die Reaktionsgleichung auf
 - Bestimme die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid.
 - Zur Calciumhydroxid Herstellung liegt Calciumoxid vor. Wie stellt man aus Calciumoxid Calciumhydroxid dar? (Bedenke: Calciumoxid ist ein Metalloxid)
 - Stelle dazu die Reaktionsgleichung auf. Wie nennt man diesen Vorgang?
 - Welche Masse an Calciumoxid muss abgewogen werden, damit die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid vorliegt?
 - Neutralisiere die Säure indem Du tropfenweise Dein selbst hergestelltes Kalkwasser hinzufügst. Füge einen Indikator zu und beobachte (In welcher Folge ändert sich die Indikatorfärbung?)
- Statt Salzsäure werden 10ml Phosphorsäure ($c = 0,001 \text{ mol/L}$) verwendet. Berechne die notwendige Menge an CaO!

14.15.2 Zusatzinformationen:

w:Stoffkonzentration¹², w:Titration¹³

14.15.3 Musterlösung Aufgabe 1

- Reaktionsgleichung: $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{CaCl}_2$
 - Die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid:
Wie man sieht entsprechen die Stoffmengen sich nicht. Zum Neutralisieren der beiden OH^- eines Moleküls Ca(OH)_2 braucht man zwei Moleküle HCl:
Es gilt also: $n_{\text{Ca(OH)}_2} = 2 n_{\text{HCl}}$
Anzahl an vorliegenden Säureteilchen: $n_{\text{HCl}} = c_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$
 $n_{\text{HCl}} = \frac{0,01 \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ L}}{1} = 0,0001 \text{ mol}$
aus (1) und (2) folgt $\Rightarrow \frac{n_{\text{Ca(OH)}_2}}{2} = 0,00005 \text{ mol}$
 \Rightarrow Man benötigt zur Neutralisation also $0,00005 \text{ mol Ca(OH)}_2$. Diese reagieren mit den vorhandenen $0,0001 \text{ mol HCl}$.
 - Wie stellt man aus Calciumoxid Calciumhydroxid dar?
Durch Zugabe von Wasser. Metalloxide und Wasser bilden Laugen!
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{E}$
 - Welche Masse an Calciumoxid muss abgewogen werden, damit die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid vorliegt?
Wir benötigen $0,00005 \text{ mol Ca(OH)}_2$
 $\Rightarrow 0,00005 \text{ mol CaO} + 0,00005 \text{ mol H}_2\text{O} \rightarrow 0,00005 \text{ mol Ca(OH)}_2 + \text{E}$
 $\Rightarrow n_{\text{CaO}} = \frac{m_{\text{CaO}}}{M_{\text{CaO}}}$
 $\Rightarrow m_{\text{CaO}} = n_{\text{CaO}} \cdot M_{\text{CaO}} = 0,00005 \text{ mol} \cdot (40,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) = 0,0028 \text{ g}$

¹² <http://de.wikipedia.org/wiki/Stoffkonzentration>

¹³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Titration>

Es müssen **0,0028 g CaO** abgewogen werden. Diese werden mit einer beliebigen(!) Menge Wasser aufgelöst und für den Versuch verwendet. Sie neutralisieren genau die vorhandene Menge an HCl.

14.16 Zusammenfassung: Säure und Basen-/Laugenbildung

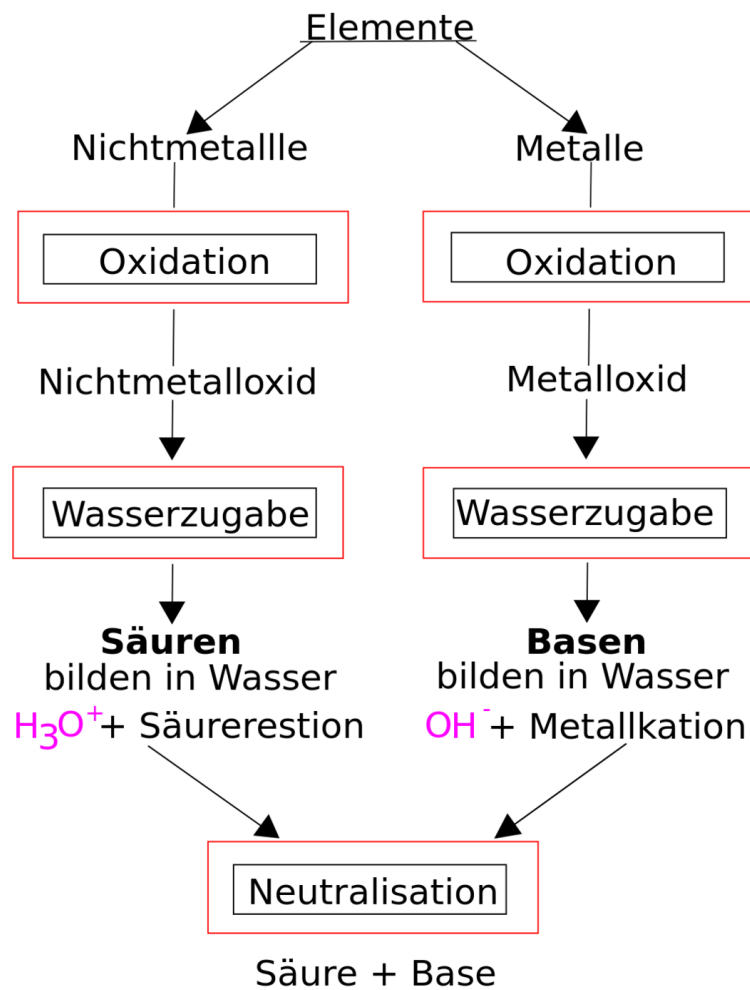


Abb. 156 Zusammenfassung Säuren und Basenbildung

14.16.1 Wichtige Definitionen

Arrhenius:

Eine Säure ist...

Eine Lauge ist ...

Brönstedt:

Eine Säure ist...

Eine Base ist...

Eine Protolyse ist...

Das Kennzeichen einer Säure-Base Reaktion ist...

Eine Neutralisation ist...

Die Einführung des Konzeptes „Base“ wurde notwendig, da...

Salze entstehen z.B. durch...

14.17 Wiederholungsfragen Säure, Lauge, Base

1. Definiere die Begriffe Säure und Lauge und wiederhole alle Säuren und ihre Säurereste
2. Was ist ein Indikator? Erkläre, welche positiven Eigenschaften ein Stoff haben muss, um ein Indikator zu sein und nenne dir bekannte Indikatoren.
3. Wie kann man Chlorwasserstoff im Labor darstellen? Wie Salzsäure?
4. Was versteht man unter Protolyse? (Autoprotolyse?)
5. Welcher Zusammenhang besteht zwischen Säuren, der Säurewirkung und Oxoniumionen (bzw. Protonen)?
6. Definiere Säure, Lauge/ Base nach Arrhenius und Brönsted. Warum hat Brönstedt das System der Lauge erweitert? (Tipp: nenne zuerst 5 Laugen und 15 Basen!)
7. Warum spricht man bei Säure - Base Reaktionen auch vom „Donor-Akzeptor-Prinzip“
8. Begründe mit einer Reaktionsgleichung, warum auch NH_3 alkalisch wirken kann und OH^- freisetzt, obwohl es doch kein Hydroxid in der Formel enthält!
9. Welche Stoffe werden durch Säuren, welche durch Laugen angegriffen?
10. Was versteht man unter dem „korrespondierenden Säure-Base Paar“?
11. Was versteht man unter dem pH-Wert? Definiere und erkläre den genauen Zusammenhang zwischen pH-Wert und der Konzentration
12. Nenne 5 Dinge aus dem täglichen Leben, die eine Säure sind
13. Mit welcher Formel kannst Du berechnen, wie viel Lauge zu einer bestimmten Menge Säure hinzu gegeben werden muss.
14. Bestimme die Konzentration einer Lösung, die aus 95ml Wasser und 1mol Salz enthält
15. Wie viel Wasser muss zu $n = 0,121$ mol Kochsalz zugegeben werden, damit eine Lösung mit $c = 0,05$ mol/L entsteht?
16. Berechne: Es sollen 10ml Salzsäure ($c = 0,001$ mol/L) mit Kalkwasser neutralisiert. Bestimme die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid.

17. Berechne: Es sollen 10 ml Phosphorsäure ($c = 0,001 \text{ mol/L}$) neutralisiert werden. Berechne für Kaliumhydroxid und für Kalkwasser.

15 Redoxreaktionen als Elektronenübergänge

15.1 Einleitung

In Kapitel Metalle und Redoxreaktionen & Energiediagramm¹ hast du Redoxreaktionen als Sauerstoffaustauschreaktion kennen gelernt. Das ist ein gutes Konzept, um viele chemische Reaktionen zu verstehen. Allerdings benötigen wir für einige komplexere Reaktionen ein erweitertes Konzept.

Als gutes Hilfsmittel haben sich dabei die Oxidationszahlen erwiesen. Sie sind den Wertigkeiten ähnlich und helfen chemische Vorgänge besser zu erkennen. Oft wird erst durch die Bestimmung der Oxidationszahlen einzelner Atome klar, welche chemische Reaktion abläuft. Regeln findest Du im Folgenden.

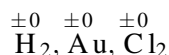
15.1.1 Zusatzinformationen:

w:Redoxreaktion²

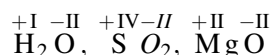
15.2 Die Oxidationszahl- eine nützliche Hilfszahl

w:Oxidationszahl³ w:Liste der Oxidationsstufen der chemischen Elemente⁴

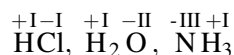
1. Oxidationszahlen werden über den Elementsymbolen als römische Ziffer notiert.
2. Elemente haben stets die Oxidationszahl 0, z.B.:



3. Sauerstoff besitzt in Verbindungen die Oxidationszahl -II, z.B.:



4. Wasserstoff besitzt in Verbindungen die Oxidationszahl +I, z.B.:



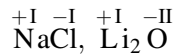
5. Atome, die Wasserstoff ersetzen erhalten positive Vorzeichen, z.B.:

1 Kapitel 11 auf Seite 235

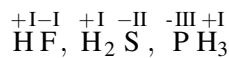
2 <http://de.wikipedia.org/wiki/Redoxreaktion>

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Oxidationszahl>

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Liste%20der%20Oxidationsstufen%20der%20chemischen%20Elemente>



6. Atome, die Wasserstoff binden erhalten negative Vorzeichen, z.B.:



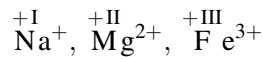
7. Der Betrag der Oxidationszahl ergibt sich aus der Zahl der ersetzten bzw. gebundenen Wasserstoffatome.

8. Die Summen der Oxidationszahl in Molekülen bzw. Verbindungen ergibt immer 0.

9. Die Oxidationszahl der Elemente der ersten 3 Hauptgruppen in Verbindungen (!) ist immer positiv und entspricht der Hauptgruppennummer, z.B.:



10. Bei Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung. Somit haben auch Säurereste die der Ladung entsprechende Oxidationszahl, z.B.:



15.2.1 Aufgaben:

- Bestimme alle Oxidationszahlen:

H₂O, MgO, Al₂O₃, NaCl, N₂, NaOH, NH₃, SO₂, CaO, H₂S, SO₃, K₂O, Na₂CO₃, N₂O₃, BaO₂, Cl₂O₄, K₂SnO₃, H₂N₂O₂, CaB₂O₄, Cr₂O₄²⁻, Cr₂O₇²⁻, AsO₄³⁻, MnO₄⁻, HOBr, HBrO₂, HBrO₃, HBrO₄, SCl₂, PCl₃, BCl₃, SnH₄, SbCl₅, SeF₆

15.3 Säurereste und Oxidationszahlen

- Die Säure **HCl** hat den Säurerest **Cl⁻** (Chlorid) ; Oxidationszahl ist **-I**
- Die Säure **H₂SO₄** hat den Säurerest **SO₄²⁻** (Sulfat) ; Oxidationszahl ist **-II**
- Die Säure **H₃PO₄** hat den Säurerest **PO₄³⁻** (Phosphat) ; Oxidationszahl ist **-III**

Definition

Prinzip: Die Oxidationszahl der Säurereste entspricht der Anzahl an Wasserstoffatomen (mit umgekehrtem Vorzeichen!)

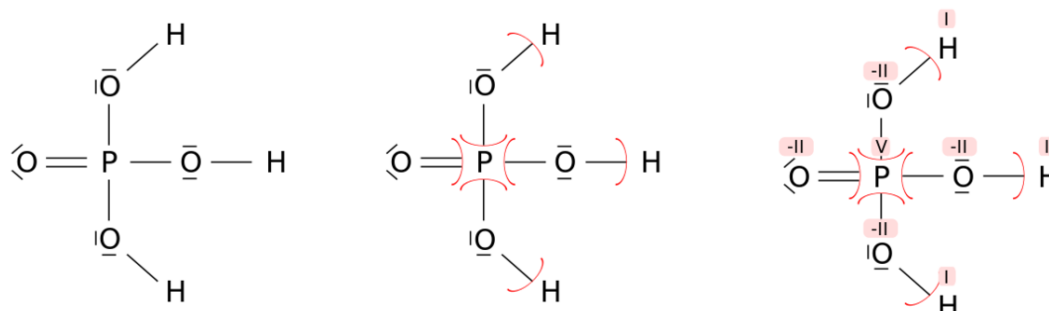
15.3.1 Aufgaben

Bestimme alle Oxidationszahlen

Cu, NH₄Cl, HBr, KBrO₃, H₂O, NaCl, H₃PO₄, Mg, I₂, C₆H₁₂O₆, CO₂, HClO₄, Al₂(SO₄)₃, H₂SO₄, BaCl₂, AgCl, AgNO₃, AlCl₃, CaCO₃, CaCl₂, Br₂, Fe₂O₃, FeCl₃, KHSO₄, SO₂, N₂, NaNO₃, NH₃, KI, HCl

15.4 Bestimmung von Oxidationszahlen anhand der Strukturformel

Als Beispiel soll die Phosphorsäure (H_3PO_4) dienen:



zeichnen der Strukturformel formale Zuordnung der Elektronen Bestimmung der Oxidationszahl

Abb. 157

- Zunächst wird die Lewis-Formel aufgezeichnet.
- Anschließend werden die Elektronen den Atomen nach der Elektronegativität zugeordnet
- Ausgehend von den Valenzelektronen kann man dann die Oxidationszahl berechnen. Beispiel: Sauerstoff besitzt normalerweise 6 Valenzelektronen (VI. Hauptgruppe). Auf Grund der höheren Elektronegativität des Sauerstoffs sind die Bindungselektronen zwischen dem Sauerstoff und dem Wasserstoff (oder dem Phosphor) dem Sauerstoff zuzuordnen. In der Bilanz erhält der Sauerstoff dadurch zusätzlich zu den 6 vorhandenen zwei weitere Elektronen. Daher ist die Oxidationszahl $-II$. Der Phosphor steht in der V. Hauptgruppe, hat also normalerweise 5 Valenzelektronen. Da diese alle dem Sauerstoff zugeordnet werden, „fehlen“ ihm fünf Elektronen und er erhält die Oxidationszahl $+V$.

15.5 Oxidation und Reduktion (=Elektronenübertragungsreaktionen)

15.5.1 Verbrennungen mit Sauerstoff

Versuchsbeschreibung	Beobachtung	
1. Entzünden von Fe-Wolle	<ul style="list-style-type: none"> • dunkelgraues Reaktionsprodukt Fe glimmt • Wärmeentwicklung 	→ Verbrennung von Fe → exotherme Reaktion → Definition ein neuer Stoff ist entstanden
2. Verbrennung von Fe-Wolle in reinem Sauerstoff	<ul style="list-style-type: none"> • siehe V₁ • Reaktion ist heftiger 	⇒ Sauerstoff ist d. Reaktionspartner $4 \text{ Fe} + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{E}$

3. Entzünden von Al-Pulver	<ul style="list-style-type: none"> • Lichtblitz • weißes Produkt 	\Rightarrow Al verbrennt mit Sauerstoff $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{E}$
----------------------------	--	--

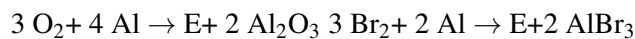
Definition

Bisher: Antoine Laurent de Lavoisier (1743 - 1794, mit der Guillotine hingerichtet):
 Die Vereinigung eines Elementes mit Sauerstoff nennt man Oxidation. Das Element wird dabei oxidiert, Sauerstoff ist das Oxidationsmittel. Verbrennungen sind ein Spezialfall der Oxidation, bei der Licht und Wärme freiwerden.
 Die Umkehrung der Oxidation wird Reduktion genannt. Sie ist die Abgabe von Sauerstoff

15.5.2 "Verbrennungen" ohne Sauerstoff

Versuchsbeschreibung	Beobachtung	
1. Reaktion von Al in Br ₂	<ul style="list-style-type: none"> • Al verbrennt • weißer Feststoff als Produkt 	\Rightarrow exotherme Reaktion \Rightarrow ein neuer Stoff ist entstanden $\Rightarrow 3 \text{ Br}_2 + 2 \text{ Al} \rightarrow \text{E} + 2 \text{ AlBr}_3$

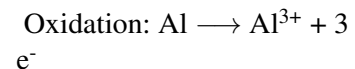
Stellt man nun die beiden letzten Reaktionen gegenüber, so sieht man, dass sie recht ähnlich sind. Es entstehen weiße Produkte unter Flammenerscheinung. Ist die zweite Reaktion dann etwa keine Redoxreaktion?



Eine Gemeinsamkeit beider Reaktionen ist das Aluminium. Betrachtet man nun die Valenzelektronen (=Außenelektronen) genauer, so sieht man, dass Al 3 Außenelektronen hat.

\Rightarrow In beiden Salzen hat Al eine dreifach positive Ionenladung.

Gemeinsamkeit:



Definition

Eine Elektronenabgabe wird als Oxidation bezeichnet. Die Elektronen werden vom Oxidationsmittel aufgenommen (neuere, allgemeinere Definition)
 Elektronen können aber nicht einfach so abgegeben werden. Es ist ein Reaktionspartner notwendig, der dieses Elektronen aufnimmt. Die Elektronenaufnahme wird als Reduktion bezeichnet. Die Elektronen werden vom Reduktionsmittel abgegeben.

Reduktion	= Elektronenaufnahme	Oxidationsmittel	= Stoff der e^- aufnimmt
Oxidation	= Elektronenabgabe	Reduktionsmittel	= Stoff der e^- abgibt

Definition

Reduktion und Oxidation laufen immer gleichzeitig ab. Man spricht von Redoxreaktionen. Bei Redoxreaktionen werden Elektronen von einem Teilchen auf ein anderes übertragen. Redoxreaktionen sind also Elektronenübertragungsreaktionen.

15.6 Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen

Die folgenden Schritte sollen für Dich ein Rezept darstellen, nach dem Du vorgehen sollst, wenn Du in Zukunft Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen aufstellst. Bei den einfachen Aufgaben auf diesem Zettel kannst Du den Schritt 5 & 6 noch überspringen.

Eine kleine Warnung für alle Schnellrechner:

Überspringst Du später einen Schritt, wird das Ergebnis in der Regel falsch sein!

1. Unvollständige Gleichung aus dem Experiment aufstellen (Ausgangsstoffe ?? Produkten)
2. Oxidationszahlen ermitteln
3. Teilgleichungen aufstellen
4. Anzahl der jeweils aufgenommenen oder abgegebenen e^- ermitteln
5. Ladungsausgleich:
 - a) in alkalischer Lösung mit $(OH)^-$ (=Hydroxidionen)
 - b) in saurer Lösung durch $(H_3O)^+$ (=Hydroniumionen)
6. Stoffbilanz mit Wasser
7. Elektronenanzahl der Teilgleichungen untereinander durch Multiplikation ausgleichen
8. Teilgleichungen "addieren" und so die Gesamtgleichung aufstellen. Fast fertig!
9. Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird
10. Überprüfung der Gleichung durch Probe (Dazu zählt man wie oft jedes Element und jede Ladung auf beiden Seiten vorkommt - die Zahlen müssen immer gleich sein!)

Tipps (die Du eigentlich schon aus den letzten Kapiteln kennst):

1. Nur Wasserstoff, Stickstoff, Sauerstoff und die Elemente der 7. HG kommen als zweiatomiges Element vor: $\Rightarrow H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$ (es gibt also niemals Fe_2 oder Al_4 als Element!)
2. Überlege Dir immer gut, ob die Formel, die Du erstellt hast, überhaupt logisch ist und sie Dir bekannt vorkommt. Ein einfaches Zusammenzählen aller Atome ist nämlich nur sehr selten die richtige Lösung: z.B. verbrennt $CH_4 + O_2$ nicht zu CH_4O_2 , sondern zu $CO_2 + H_2O$ (Kohlenstoffdioxid und Wasser!)

Definition

Wenn ein Element, ein Ion oder ein Molekül e^- AUFnimmt, ist das eine REDuktion.
Wenn ein Element, ein Ion oder ein Molekül e^- ABgibt, ist es eine Oxidation.

Hinweis: Wenn Du noch nicht soweit bist, komplette Reaktionsgleichungen aufzustellen, dann ist das noch nicht sooo schlimm - schlimm wird es, wenn Du aufgibst ;-)

In dem Fall zumindest alle Oxidationszahlen zuordnen und die Teilgleichungen der Elemente aufstellen, bei denen sich die Oxidationszahlen ändern. (also soweit machen, wie es geht!)

15.6.1 Aufgaben

Erstelle die Reaktionsgleichungen der folgenden Reaktionen und entscheide, ob es Redoxreaktionen sind. Bedenke: Redoxreaktionen liegen vor, wenn sich die Oxidationszahlen von Atomen ändern.

1. Verbrennung von Fe zu Fe_2O_3
2. Vereinigung von Aluminium mit Fluor zum Salz
3. Verbrennung von Methan (CH_4)
4. Mg reagiert mit Brom [Br_2] zum entsprechenden Bromid
5. Bildung von P_4O_{10} aus den Elementen

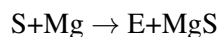
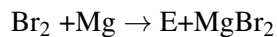
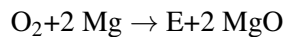
15.6.2 Zusatzinformationen:

w:Redoxreaktion⁵

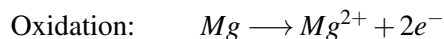
15.7 Weitere Beispiele für Redoxreaktionen

15.7.1 Redoxreaktionen mit Elementen:

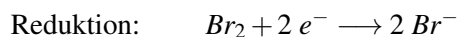
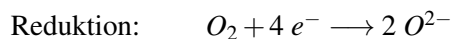
Als Schülerversuche Magnesium mit Schwefel und Magnesium mit Sauerstoff umsetzen:



Das Mg-Atom reagiert bei Redoxreaktionen zum zweifach positiv geladenen Mg^{2+} - Ion



aus O_2 , Br_2 und S entstehen negativ geladene Anionen.



⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Redoxreaktion>

Merksatz

In allen drei Fällen gibt Magnesium Elektronen ab und wird zum Mg^{2+} -Ion. Diese Elektronenabgabe bezeichnet man als Oxidation. Die Elektronenaufnahme der Reaktionspartner nennt man Reduktion.

15.7.2 Redoxverhalten der Halogene

- Cl_2 -Wasser + Hexan \rightarrow Hexan färbt sich gelb
- Br_2 -Wasser + Hexan \rightarrow Hexan färbt sich braun
- I_2 -Wasser + Hexan \rightarrow Hexan färbt sich violett

15.8 Redoxverhalten von Wasserstoffperoxid

Versuchsbeschreibung	Beobachtung	
H_2O_2 mit Kartoffel	<ul style="list-style-type: none"> • Gasentwicklung, Nachweis durch Glimmspanprobe 	<ul style="list-style-type: none"> • Bei der Zersetzung von H_2O_2 entwickelt sich Sauerstoff. • Die Kartoffel enthält einen Stoff um Wasserstoffperoxid zu spalten. (Es handelt sich um das Enzym w:Katalase⁶)

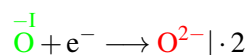


Grobe Idee in Worten: Wasserstoffperoxid

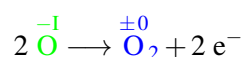


Sauerstoff

Reduktion:

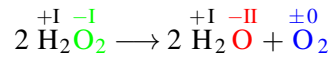


Oxidation:



⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Katalase>

---- Redoxreaktion:



Merksatz

In Peroxiden kommt Sauerstoff ausnahmsweise in der Oxidationszahl -I vor.

15.9 Redoxreaktion von Kohlenstoff mit Schwefel

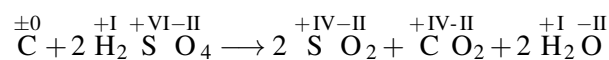
Versuchsbeschreibung	Beobachtung	
Kohlenstoff in konzentrierter Schwefelsäure kochen	<ul style="list-style-type: none"> • Kohlenstoff „verschwindet“ • Geruch nach Schwefeldioxid 	<p>→ Kohlenstoff hat reagiert</p> <p>→ es ist Schwefeldioxid entstanden</p> <p>→ konzentrierte Schwefelsäure ist ein Oxidationsmittel</p>

↪ Grobe Idee in Worten: Kohlenstoff + Schwefelsäure → Schwefeldioxid

Tipps zum Lösen der Gleichungen: Säuren in Reaktionsgleichungen zu Ionen dissoziieren!



Vereinfachte Redoxgleichung ohne Säure und Wasser



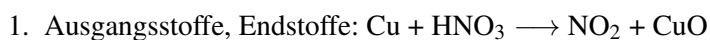
vollständige Redoxreaktion

Merksatz

Aus dem Experiment kann man die Reaktionsprodukte bestimmen. Erst durch die Reaktionsgleichung kann man überprüfen, ob es theoretisch möglich ist, das Produkt zu bilden.

15.9.1 Hausaufgabe: Kupfer + Salpetersäure → Kupferoxid + Stickstoffdioxid

Eine Kupfermünze reagiert mit Salpetersäure heftig unter Bildung des giftigen Stickstoffdioxids. Stelle die Reaktionsgleichung auf:



2. Oxidationszahlen bestimmen
3. Teilgleichungen aufstellen
 Oxidation: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO}$
 Reduktion: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$
4. Elektronenanzahl der jeweils aufgenommenen oder abgegebenen e⁻ ermitteln
 Oxidation: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{e}^-$
 Reduktion: $\text{HNO}_3 + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2$
5. Ladungssumme ausgleichen
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^-$
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2$
6. Stoffbilanz mit Wasser
 $\text{Cu} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^-$
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
7. Elektronenzahlen der Teilgleichungen untereinander ausgleichen (Reduktion mal 2)
 $\text{Cu} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^-$
 $2 \text{HNO}_3 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
8. Teilgleichungen addieren
 $\text{Cu} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
9. Überlegen, ob Energie benötigt oder freigesetzt wird
 $\text{Cu} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuO} + 2 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{E}$
10. Probe
 Cu: 1/1
 H: 2/2
 O: 6/6
 N: 2/2

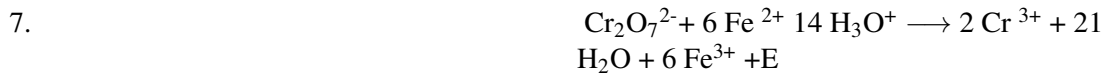
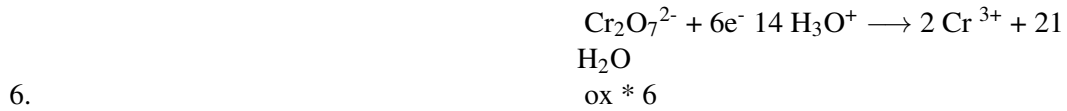
Reduktion von Kaliumdichromat

Versuchsbeschreibung	Beobachtung	
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+}$	<ul style="list-style-type: none"> • orange Lösung färbt sich grün 	→ es ist Cr^{3+} entstanden

Stelle die Reaktionsgleichung auf

Lösung - Kurzform:

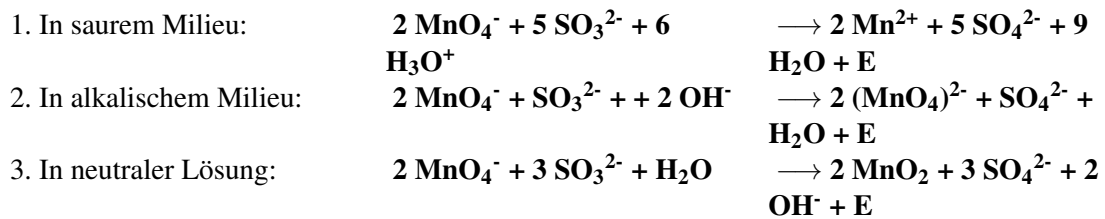
1. $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$;
 $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$
2. VI -II II III III
 $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$
3. ox: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$
4. ox: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{e}^- + 14 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$
5. ox: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$



15.10 Reaktionen mit Manganionen

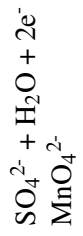
Mangan ist ein Element, welches in vielen verschiedenen Oxidationsstufen vorkommen kann. Dadurch sind sehr viele Reaktionen möglich. Mit Schwefeltrioxid reagiert es unterschiedlich je nach Säuregrad

15.10.1 Reaktion von Permanganat mit Sulfit:

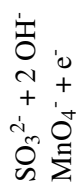


Erklärungen zu 2: Permanganat (VII) zu Manganat (VI)

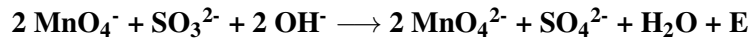
|* 2



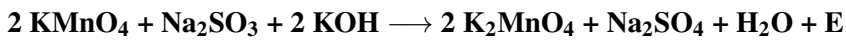
↑
↑



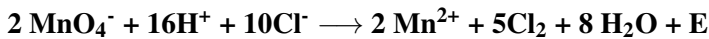
ox:
red:



Damit die Gleichung im Labor möglich ist, müssen die Kationen ergänzt werden, so dass man weiß, welche Salze man verwenden kann



15.10.2 Chlordarstellung aus HCl und Permanganat



15.10.3 Die Farben der unterschiedlichen Manganionen

Mn^{7+} (VII) - z.B. $(\text{MnO}_4)^-$ ist violett

Mn^{6+} (VI) - z.B. $(\text{MnO}_4)^{2-}$ ist grün

Mn^{4+} (IV) - z.B. (MnO_2) ist braun ($\text{MnO}_2 = \text{Braunstein}$)

Mn^{2+} (II) - z.B. MnO ist farblos

Zusatzinformationen:

w:Mangan⁷

15.11 Übungsaufgaben Redoxreaktionen

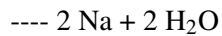
1. Formuliere für die angegebenen Reaktionen Teilgleichungen für die Oxidation und Reduktion und die Redoxgleichung für diese Reaktion. Kennzeichne in der Redoxreaktion Reduktionsmittel und Oxidationsmittel.
 - a) Aluminium reagiert mit Chlor zu Aluminiumchlorid.
 - b) Leitet man Chlorgas in Ammoniakgas ein, so kommt es zur Bildung von Stickstoff und Chlorwasserstoffgas.
 - c) Wenn man konzentrierte Schwefelsäure mit Kohlenstoff (C) erhitzt, dann entstehen Schwefeldioxid und ein anderes, farbloses Gas. Wenn man dieses Gas in Calciumhydroxidlösung ("Kalkwasser") leitet, entsteht eine weiße Trübung (Niederschlag).
 - d) Schwefelwasserstoff wird in Chlorwasser eingeleitet. Als Reaktionsprodukt entstehen Chloridionen und ein gelber Feststoff.

Verfahre bei den folgenden Aufgaben wie oben.

1. $2 \text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \longrightarrow 3 \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$ (Synproportionierung)
2. $3 \text{Br}_2 + 6 \text{OH}^- \longrightarrow 5 \text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$ (Disproportionierung)

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Mangan>

3. Reaktion einer Kaliumpermanganatlösung mit Wasserstoffperoxidlösung im alkalischen Medium. Es entstehen Braunstein (MnO_2) und Sauerstoff.
4. Chlor reagiert mit Natronlauge. Es entstehen Chlorid und Hypochlorit (OCl^-)
 $\text{Cl}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaOCl} + \text{H}_2\text{O}$ (Disproportionierung)
5. $\text{KMnO}_4 + \text{Mn}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$
6. Natrium reagiert beim Kontakt mit Wasser zu Natronlauge und Wasserstoff



Tipp

Wenn ein Element oder ein Ion oder ein Molekül e^- **aufnimmt** ist das eine Reduktion. Man kann sich das besser merken, wenn man daran denkt, dass das Molekül etwas negatives bekommt und die Oxidationszahl kleiner (reduziert) wird.

(Bei der Elektrolyse geschieht dies an der **Kathode** - nur dort!)

Wenn ein Element oder ein Ion oder ein Molekül e^- **abgibt** ist es eine Oxidation

(Bei der Elektrolyse geschieht dies an der **Anode** - nur dort!)

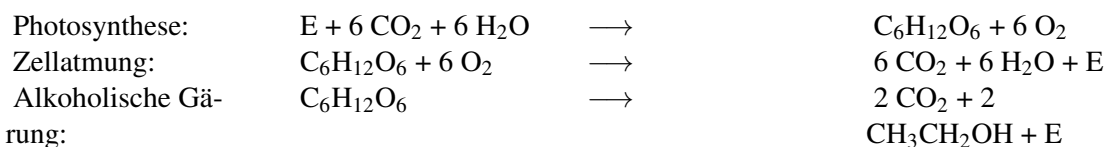
15.12 Die Elektrolyse - eine erzwungene Redoxreaktion

V: Zn in I_2 -Lösung \longrightarrow Entfärbung

V: Zersetzung einer ZnI_2 -Lösung durch elektrischen Strom

15.13 Bedeutung von Redoxvorgängen

Beispiele aus der Natur:



Beispiele aus der Technik

- Alle Formen der Metallgewinnung aus Erzen
- Korrosionsprozesse (Rosten)

- Stromerzeugung durch Batterien oder Akkumulatoren (z.B. Brennstoffzelle)

15.14 Übungsaufgaben

Redoxreaktionen ausgleichen bis der Arzt kommt ;)

1. $\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{NO}_3^-$
2. $\text{ClO}^- + \text{CrO}_2^{2-} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-}$
3. $\text{HBrO}_3 + \text{Bi} \rightarrow \text{HBrO}_2 + \text{Bi}_2\text{O}_3$
4. $\text{Zn(s)} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_3 + \text{OH}^-$
5. $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2$
6. $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2$
7. $\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}$
8. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{S} + \text{OH}^-$
9. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}$
10. $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{MnO}_2 + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+}$
12. $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2$
13. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
14. $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2$
15. $\text{SbH}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Sb}(\text{OH})_4^- + \text{H}_2$
16. $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2$
17. $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3 + 2\text{I}^-$
18. $\text{SO}_3^{2-} + \text{Sn}^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{SnS}_2 + \text{Sn}^{4+}$

15.14.1 Lösungen

1. $2 \text{MnO}_4^- + 6 \text{H}^+ + 5 \text{NO}_2^- \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{NO}_3^-$
2. $2 \text{ClO}^- + \text{CrO}_2^{2-} \rightarrow 2 \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-}$
3. $3 \text{HBrO}_3 + 2 \text{Bi} \rightarrow 3 \text{HBrO}_2 + \text{Bi}_2\text{O}_3$
4. $4 \text{Zn(s)} + \text{NO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_3 + 9 \text{OH}^-$
5. $2 \text{Ag} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
6. $2 \text{Al} + 6 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{SO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Bi} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
8. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 3 \text{S} + 8 \text{OH}^-$
9. $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
10. $10 \text{FeSO}_4 + 2 \text{HIO}_3 + 5 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 5 \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{MnO}_2 + 2 \text{HCl}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+}$
12. $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 16 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
13. $3 \text{P} + 5 \text{HNO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{H}_3\text{PO}_4 + 5 \text{NO}$
14. $\text{PbO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{SbH}_3 + \text{OH}^- + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Sb}(\text{OH})_4^- + 3 \text{H}_2$
16. $\text{Sn} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + 4 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{SO}_2 + \text{I}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3 + 2 \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$
18. $2 \text{SO}_3^{2-} + 6 \text{Sn}^{2+} + 12 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{SnS}_2 + 5 \text{Sn}^{4+} + 18 \text{H}_2\text{O}$

en:A-level Chemistry/AQA/Module 5/Redox equilibria⁸

⁸ <http://en.wikibooks.org/wiki/A-level%20Chemistry%2FAQA%2FModule%205%2FRedox%20equilibria>

16

16.1 Die Redoxreihe (Spannungsreihe) der Metalle

16.1.1 a) Experimentelle Befunde:

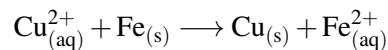
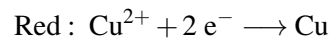
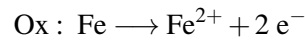


Abb. 158 Eisennagel in Kupfer(II)-Sulfatlösung

V1: Eintauchen eines Eisennagels in eine Kupfersulfatlösung

B: Der Nagel läuft erst dunkel an, dann bildet sich ein rötlicher Feststoff

S: Am Eisennagel entsteht elementares Kupfer. Aus dem elementaren Eisen werden Eisenionen



V2: Umkehrversuch: Kupfernagel in eine Eisensulfatlösung

B: keine Reaktion

S: Fe reduziert Cu^{2+} , aber umgekehrt kommt diese Reaktion nicht zustande.

→ Fe ist ein stärkeres Reduktionsmittel als Cu

Zunahme des Reduktionsvermögens: $\text{Cu} \rightarrow \text{Fe}$

Zunahme des Oxidationsvermögens: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$

Definition

Metall und Metallion bilden dabei immer ein Paar! Man spricht auch von einem korrespondierenden Redoxpaar.

Ist das Metall ein starkes Reduktionsmittel, so ist das zugehörige Metallkation ein schwaches Oxidationsmittel und umgekehrt.

16.1.2 b) Erklärung: Lösungsdruck und Abscheidungsdruck

Eisenatome gehen vom Stab als Ionen in Lösung. Dabei werden Elektronen frei.

Definition

Metallatome haben die Fähigkeit, in wässriger Lösung wenige Elektronen abzugeben und als Ionen in Lösung zu gehen. Man spricht vom Lösungsdruck bzw. der Lösungstension.

Diese Lösungstension ist v.a. davon abhängig, wie edel ein Metall ist.

Je edler ein Metall dabei ist, desto weniger Ionen gehen in Lösung und desto geringer ist die Lösungstension (der Lösungsdruck).

Bei unedlen Metallen gehen viele Ionen in Lösung, bei edlen nur sehr wenige.

Umgekehrt nennt man das Bestreben von Metallionen Elektronen aufzunehmen und zu Metallatomen zu reagieren, als Abscheidungsdruck.

Jedes Metall hat einen bestimmten, charakteristischen Lösungsdruck und einen bestimmten Abscheidungsdruck.

Dabei stellt sich zwischen den Ionen, die in Lösung gehen und der Anzahl der Ionen die sich an der Elektrode abscheiden und zum Metall reagieren ein Gleichgewicht ein.

Je nachdem ob Lösungsdruck oder Abscheidungsdruck stärker sind, herrscht an der Elektrode Elektronenmangel oder -Überschuss.

16.1.3 c) Einordnung weiterer Metall in die Spannungsreihe (Schülerversuch)

Macht man nun solche Versuche mit weiteren Metallen und Salzlösungen (z.B. Pb, Ag, Zn), ist immer ein der Stoff der edlere, der als Metall aus der Salzlösung heraus entsteht.

V: Bestimme die Redoxreihe der vorgegebenen Metalle

B:

	Cu	Fe	Zn	(Pb)
Cu^{2+}				
Fe^{2+}				
Zn^{2+}				
(Pb^{2+})				

S: Wenn der jeweilige Versuch abläuft, kann man daraus schließen, dass das neu gebildete Metall edler als das der Ionenlösung ist.

Definition

Läuft die Reaktion ab, dann ist das neu gebildete Metall edler, als das Metall, welches vorher vorlag.

Man kommt so auf folgende Redoxreihe (=Spannungsreihe):

Definition

Zunahme des Reduktionsvermögens: Ag, Cu, Pb, Fe, Zn

Zunahme des Oxidationsvermögens: Zn^{2+} , Fe^{2+} , Pb^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+

Jedes Metall in der oben stehenden Reihe reduziert die Ionen der rechts von ihm stehenden Metalle.

Aufgaben

1. Was beobachtet man beim Eintauchen eines Silberblechs in Kupfersulfatlösung?
2. Was beim Eintauchen von Kupfer in eine Silbernitratlösung?

16.1.4 d) Die Redoxreihe (Spannungsreihe) der Nichtmetalle

Nichtmetalle kommen entweder fest (wie z.B. Kohlenstoff oder Schwefel), flüssig (Brom) oder gasförmig (z.B. Fluor, Chlor, Stickstoff usw.) vor. Nur bei Feststoffen sind einfache Elektroden möglich (z.B. die Graphitelektroden). Bei anderen Aggregatzuständen muss man etwas tricksen...

V: Erstelle die Redoxreihe der Halogene, indem Du die Elemente mit den jeweilig passenden Lösungen reagieren lässt. Wenn noch Zeit ist, kannst Du Schwefel und Sulfid (aus H_2S) in die Versuchsreihe mit aufnehmen. Mit Fluor sind keine Versuche möglich. Vielleicht kannst Du es aufgrund seiner sehr hohen Reaktivität einordnen?

Cl₂-Wasser + KBr

Cl₂-Wasser + KI

Br₂-Wasser + KCl

Br₂-Wasser + KI

B:

S: Auch Nichtmetalle lassen sich in eine solche „Hitparade der edlen Stoffe“ einordnen. Anstelle der festen Metalle, werden Nichtmetalle entweder in Wasser (z.B. Bromwasser, Chlorwasser), gelöst verwendet oder als Gas auf eine Metallelektrode (z.B. Pt) geströmt.

Reduktionsvermögen der Ionen nimmt zu / Oxidationsvermögen der Moleküle nimmt ab: Cl⁻/Cl₂, Br⁻/Br₂, I⁻/I₂, S²⁻/S, F⁻/F₂

Definition

Jedes Nichtmetall in oben stehender Reihe oxidiert die Ionen der rechts von ihm stehenden Nichtmetalle.

16.2 Lösungsdruck und Abscheidungsdruck

Definition

Metallatome haben die Fähigkeit, Elektronen abzugeben und als Ionen in Lösung zu gehen.

Man spricht vom Lösungsdruck bzw. der Lösungstension.

Je edler dabei ein Metall ist, desto weniger Ionen gehen in Lösung und desto geringer ist der Lösungsdruck.

Umgekehrt nennt man das Bestreben von Metallionen Elektronen aufzunehmen und zu Metallatomen zu reagieren, als Abscheidungsdruck.

Jedes Metall hat einen bestimmten, charakteristischen Lösungsdruck und einen bestimmten Abscheidungsdruck.

Dabei stellt sich zwischen den Ionen, die in Lösung gehen und der Anzahl der Ionen die sich an der Elektrode abscheiden und zum Metall reagieren ein Gleichgewicht ein.

Je nachdem ob Lösungsdruck oder Abscheidungsdruck stärker sind herrscht an der Elektrode Elektronenmangel oder -Überschuss.

V:

Zn in CuSO₄-Lösung.

Cu in ZnSO₄-Lösung

B: Cu scheidet sich ab, Zn nicht.

S: → Kupfer ist edler als Zink.

Dies macht man sich nun für das Daniell-Element zunutze (siehe auf den folgenden Seiten).

16.3 Ein Zink und ein Kupferstab in einer Kupfersulfatlösung (CuSO₄)

Betrachtet man nun zwei verschieden edle Metalle in einer Lösung und verbindet diese über ein Spannungsmessgerät, so kann man ein Potential (U) mit einem geringem Beobachtung: Stromfluss (I) und eine Abscheidung am Zinkstab (=Vergiftung) beobachten

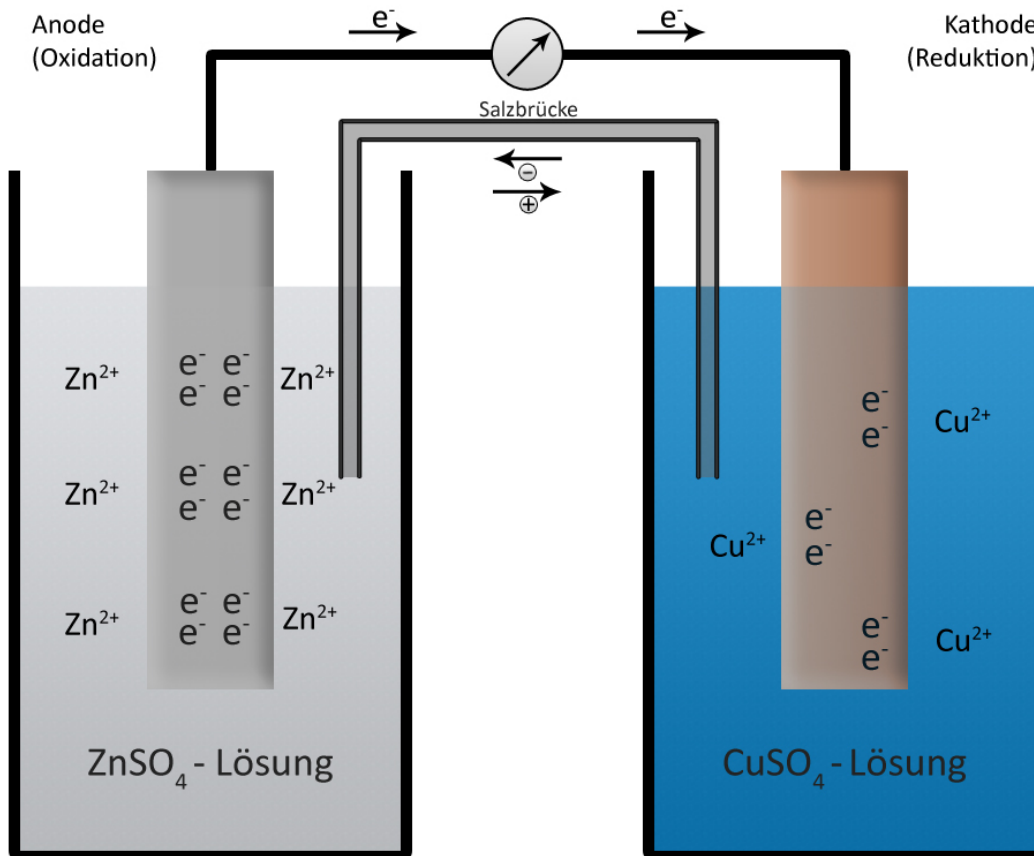
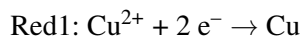


Abb. 159

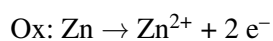
Vorgänge am Cu-Stab

Cu²⁺ (aus der Lösung) nimmt 2e⁻ vom Stab auf und setzt sich als elementares Cu am Cu-Stab fest:



Vorgänge am Zn-Stab

Vom Zn-Stab gehen Zn²⁺ in Lösung, dabei werden jeweils e⁻ frei:



Weiterhin gelangen auch Cu^{2+} -Ionen zum Zinkstab und nehmen von dort direkt 2e^- auf. Es bildet sich also auch am Zinkstab etwas Kupfer: **Red2:** $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ (aber am Zinkstab!). Dieses Kupfer blockiert nach einiger Zeit die Abgabe von weiteren Zinkionen in die Lösung, so dass die Reaktion am Zinkstab zum Erliegen kommt. Nach einiger Zeit kommt die Reaktion zum Erliegen. Dies geht einher mit einer großen Menge Kupfer, die sich am Zinkstab abscheidet. Man sagt, der Zinkstab wird vergiftet.

Um genau diesen Effekt, das Vergiften der Zink-Elektroden, vorzubeugen, wäre eine Elektronen und (kleine) Ionen durchlassende Membran von Vorteil. Wichtig ist, dass eine solche Trennung so wenig Kupferionen wie möglich passieren lässt.

Natürlich sollte man die Zinkelektrode dann auch nicht in Kupferionenlösung stellen, sondern eher in eine Zinkionenlösung.

16.4 Das Volta Element

Viele Galvanische Elemente haben keinen Namen, aber neben dem Daniell-Element (siehe nächste Seite), gibt es noch ein zweites bekanntes, das zuerst von Alessandro Volta aufgestellt wurde.

V: Ein **Silberstab** und ein **Zinkstab** werden in ihre entsprechenden **Ionenlösungen** (z.B. Silbersulfat und Zinksulfat) gestellt und **leitend** miteinander verbunden. (Alternativ können auch ein Tonzylinder, oder ein spezielles U-Rohr mit Diaphragma verwendet werden).

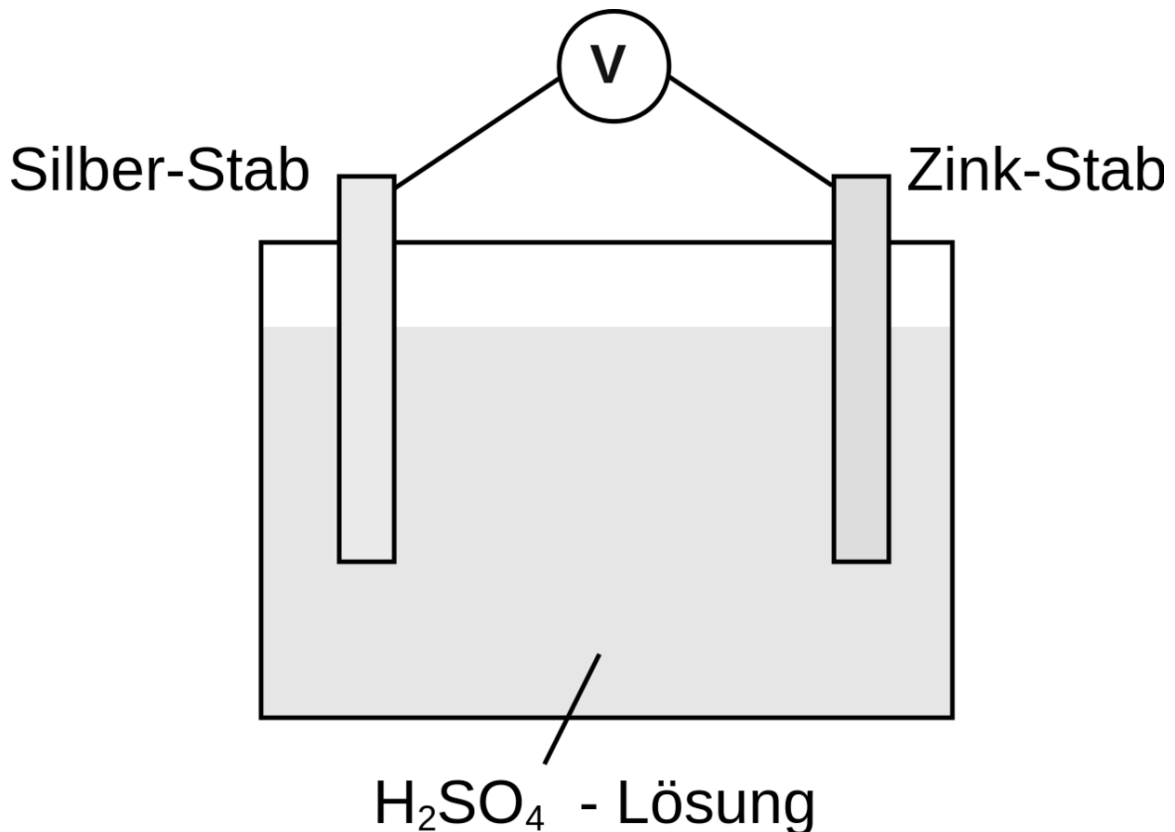


Abb. 160

Um einer Vergiftung vorzubeugen, findet eine Erweiterung auf zwei Halbzellen statt. Die leitende Verbindung, welche einen geschlossenen Stromkreis garantiert ist die Salzbrücke (ein Filterpapier in Kochsalzlösung getaucht).

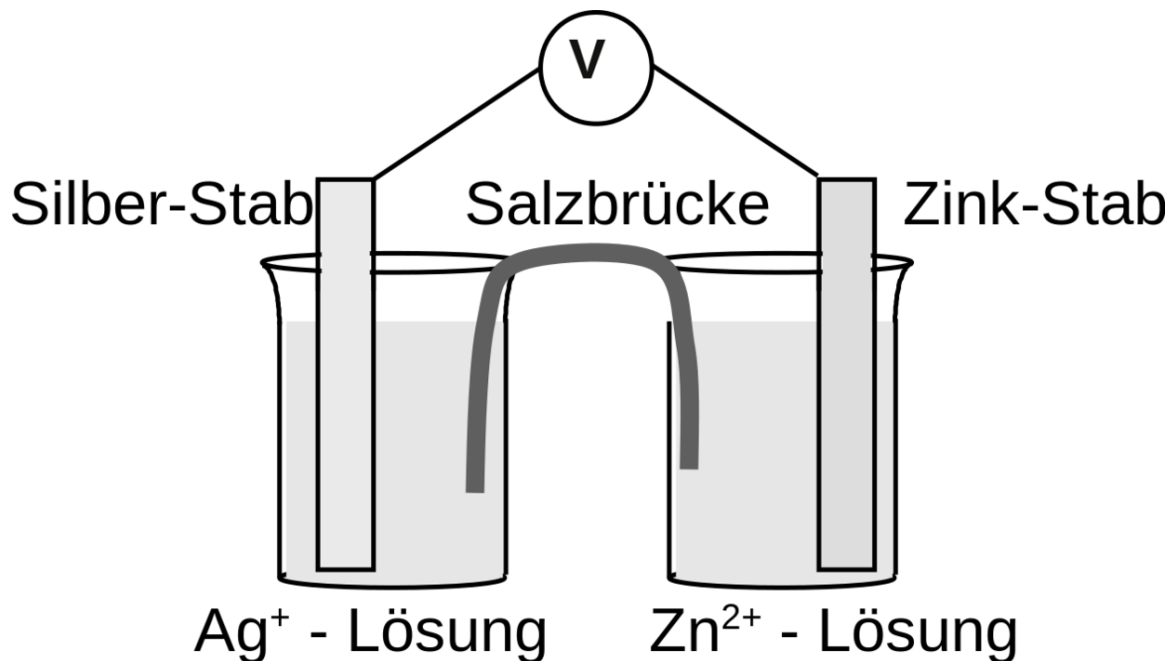
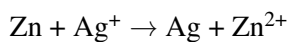
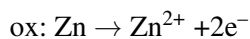
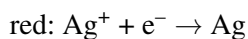


Abb. 161

Vorgänge im Detail

Es liegen 2 Redoxpaare (Zn/Zn^{2+} sowie Ag/Ag^+) vor. Bei Tonzylinder bzw. Diaphragma:

1. wenige Silberionen gehen vom Silberstab in Lösung \blacksquare er ist deshalb positiver als der Zinkstab, an dem viele Ionen in Lösung gehen
2. Zink wird oxidiert und gibt e^- ab
3. Die Elektronen wandern über einen Leiter zum Silber.
4. Die gelösten Silberionen der Silberlösung nehmen die Elektronen auf und werden somit reduziert.



16.5 Zwei getrennte Halbzellen: Galvanische Elemente

Wie kann man das vorzeitige Vergiften des Zinkstabes verhindern?

- der Zinkstab darf nicht in Kupferionenlösung stehen \rightarrow räumliche Trennung in zwei Halbzellen

V: Ein Kupferstab und ein Zinkstab werden in ihre entsprechenden Ionenlösungen (z.B. Kupfersulfat und Zinksulfat) gestellt und leitend miteinander verbunden. (Alternativ können auch ein Tonzylinder, oder ein spezielles U-Rohr mit Diaphragma verwendet werden).

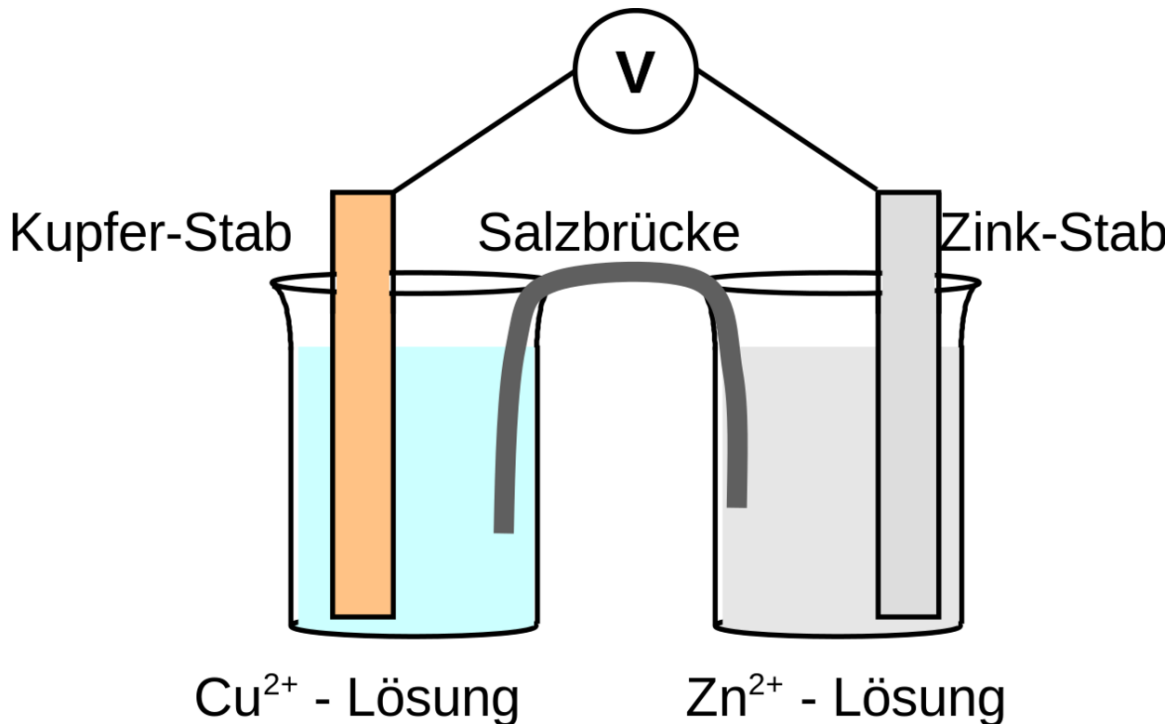
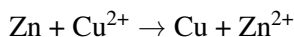
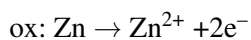
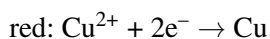


Abb. 162

B: Es liegen 2 Redoxpaare (Zn/Zn^{2+} sowie Cu/Cu^{2+}) vor. Bei Tonzylinder bzw. Diaphragma wird eine Spannung von 1,1V gemessen. Bei der Salzbrücke ist sie etwas geringer. Die Reaktion kommt dann zustande, wenn beide Teilsysteme elektrisch (Draht) und elektrolytisch (Salzbrücke, Diaphragma) verbunden sind.

S: Am Kupferstab gehen nur wenige Kupferionen in Lösung, er ist deshalb positiver als der Zinkstab, an dem viele Ionen in Lösung gehen und somit viele freie e^- vorliegen. Aus diesem Grund ist der Kupferstab positiv geladen und der Zinkstab negativ.



- Zink wird oxidiert und gibt e^- ab
- Zink bildet den negativen Pol, Kupfer den positiven Pol ☐ Bei Kupfer überwiegt hier der Abscheidungsdruck, bei Zink der Lösungsdruck.
- → Bedingt durch den für jedes Metall charakteristischen Lösungs- und Abscheidungsdruck kommt es zwischen den beiden Halbzellen zu einer Spannung.
- Die Elektronen wandern über einen Leiter zum Kupfer. Dabei lässt sich eine Spannung von 1,07 Volt messen.
- Die gelösten Kupferionen nehmen die Elektronen auf.
- Den Spannungsunterschied im stromlosen Zustand nennt man Leerlaufspannung.

- Außerdem kann man nun jeder Halbzelle ein bestimmtes elektrisches Potential (E) zuordnen. Die Leerlaufspannung ergibt sich aus der Differenz der Potenziale der beiden Halbzellen.

Definition

Die beiden Teilvorgänge der Redoxreaktion können also räumlich getrennt werden. Die e^- gehen also nicht mehr direkt vom System Zn/Zn^{2+} auf das System Cu/Cu^{2+} über, sondern wandern zuerst über einen Draht vom Zn zum Cu. Es fließt ein Elektronenstrom.

Die beiden getrennten Teilsysteme nennt man „Halbzellen“.

Unter einem galvanischen Element versteht man eine Zusammenstellung aus zwei verschiedenen, räumlich getrennten Redoxsystemen.

Beide Teilsysteme sind elektrisch und elektrolytisch verbunden.

Normalerweise würden die e^- am Zinkstab dafür sorgen, dass sich dort Cu^{2+} aus der Lösung angezogen wird, sich absetzt und reduziert wird. die räumliche Trennung erlaubt den Transport der e^- zuerst zum Kupferstab, an dem dann die Reduktion stattfindet.

Wichtige Begriffe

- **Halbzelle (Halbelement):** 1 Metall in seiner Salzlösung
- **Galvanisches Element:** 2 Halbzellen, elektrisch und elektrolytisch verbunden.
- Ein Zink-Kupferelement wird auch als **Daniell-Element** bezeichnet.
- **Anode:** Elektrode, an der Teilchen **oxidiert** werden.
- **Kathode:** Elektrode, an der Teilchen **reduziert** werden.

Definition

Beim galvanischen Element stellt die Anode den Minuspol dar, die Kathode den Pluspol.

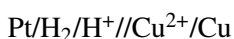
Vorgänge in den Halbzellen

- An der Zinkelektrode gehen Zinkionen in Lösung, an der Kupferelektrode scheidet sich Kupfer ab.
- In der $Zn/ZnSO_4$ -Halbzelle entsteht ein Überschuss an Zn^{2+} -Ionen in der $Cu/CuSO_4$ -Halbzelle ein Überschuss an SO_4^{2-} -Ionen.

16.5.1 Kurzschreibweise für Galvanische Elemente:

- Pol Anode		+ Pol Kathode
	$Zn/ZnSO_4//CuSO_4/Cu$	

Liegt ein Stoff als Gas vor, so notiert man noch das Metall, welches als Träger dient:



Zusatzinformationen

w: Daniell-Element¹ w: Galvanische Zelle²

¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Daniell-Element>

² <http://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische%20Zelle>

16.6 Elektrochemisches Gleichgewicht (nur GK/LK)

Erinnere Dich an das Thema „Gleichgewichtsreaktionen“. Bei vielen chemischen Reaktionen liegen Gleichgewichte vor. In der Elektrochemie liegen so genannte elektrochemische Gleichgewichte vor.

Wie Du im vorherigen Versuch gesehen hast, fließen Elektronen in einem galvanischen Element von Halbzelle zu Halbzelle. Dabei treten in jeder Halbzelle Ionen durch die Phasengrenze fest/ flüssig hindurch (in beiden Richtungen). Hier liegt also ein Gleichgewicht vor.

Anfangs überwiegt z.B. die Abgabe von Metallionen der festen Elektrode an die flüssige Phase. In der Konsequenz wird das Metall durch die freien Elektronen negativer, was dazu führt, dass Ionen der Lösung angezogen werden und von der flüssigen Phase in die feste übergehen.

Im Gleichgewichtszustand treten in einem Zeitabschnitt genauso viele Ionen von beiden Richtungen durch die Phasengrenze. An genau dieser Phasengrenze entsteht so eine „Schicht“ aus negativen und positiven Ladungen.

Walther Hermann Nernst beschrieb dies als Gleichgewicht zwischen dem Lösungsdruck des Metalls und dem Abscheidungsdruck der Ionen.

Elektrochemische Gleichgewichte stellen sich schnell ein. Da an den verschiedenen Metallen der beiden Halbzellen unterschiedliche Gleichgewichte vorliegen, ist zwischen ihnen eine Spannung messbar.

Zusatzinformationen

w:Elektrochemisches Gleichgewicht³

16.7 Die Salzbrücke

Ein Galvanisches Element ist eine Spannungsquelle. Elektronen fließen vom unedlen Metall zum Edlen. Solange keine Salzbrücke oder eine leitende Verbindung vorhanden ist, laden sich die Metallstäbe nur auf. Es gehen von jedem Stab daraufhin so viele Ionen in Lösung, wie sich daran festsetzen (ein Gleichgewicht). Wird nun aber der Stromkreis geschlossen, kommt es zum Stromfluss. Da Elektronen durch das Kabel und das Messgerät fließen, müssen die Ladungen nun durch weitere Ionen ausgeglichen werden.

Da sich aber vom unedlen Pol (im Versuch vorher Zink) mehr Ionen ablösen (immer mehr Zinkionen), würden diese Ionen mit der Zeit, den edlen Pol (im Versuch vorher Kupfer) langsam mit einer metallischen Schicht überziehen (vergiften). Die Reaktion käme zum Stillstand.

Die Salzbrücke, durch die auch ein langsamer Ionenaustausch stattfindet, verhindert zumindest eine Zeit lang das Vergiften der Metallelektroden.

Einen ähnlichen Effekt hat ein selektivpermeables Diaphragma, welches nur Ionen bestimmter Größe durchlässt.

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemisches%20Gleichgewicht>

16.8 Das Normalpotential

Die Standardhalbzelle wird bei Standardbedingungen gemessen:

Standarddruck: 101325 Pa (=1013,25 hPa = 1013 mbar)

Standardtemperatur T = 298,15K (= 25°C)

Standardkonzentration: c = 1 mol/L

Um einen absoluten Bezugspunkt zu haben, der es ermöglicht, alle Metalle gegeneinander in Beziehung zu setzen, misst man die Metalle immer im Vergleich zu „Standardwasserstoff-elektrode“ als Bezugs-elektrode.

Zusatzinformationen

w:Normalpotential⁴ w:Redoxpotenzial⁵ w:Galvanische Zelle⁶ w:Elektrochemisches Potential⁷ w:Nernst-Gleichung⁸ w:Elektrode⁹ w:Kathode¹⁰ w:Anode¹¹ w:Batterie¹² w:Akkumulator¹³ w:Elektrochemische Spannungsreihe¹⁴

16.9 Die elektrochemische Spannungsreihe der Metalle

Definition

Redoxpotential eines Metalls: Bestreben e⁻ abzugeben und zum Kation zu werden. Es muss aber immer ein Reaktionspartner vorhanden sein, dem die e⁻ übertragen werden können.

V: Gemessen werden Potentialunterschiede verschiedener Metalle gegeneinander.

B:

⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Normalpotential>

⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Redoxpotenzial>

⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Galvanische%20Zelle>

⁷ <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemisches%20Potential>

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Nernst-Gleichung>

⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrode>

¹⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Kathode>

¹¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Anode>

¹² <http://de.wikipedia.org/wiki/Batterie>

¹³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Akkumulator>

¹⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrochemische%20Spannungsreihe>

positiver Pol	negativer Pol				
	Li / Li ⁺	Mg / Mg ²⁺	Zn / Zn ²⁺	Cu / Cu ²⁺	Ag / Ag ²⁺
Li / Li ⁺	0 V	-	-	-	-
Mg / Mg ²⁺	0,7 V	0 V	-	-	-
Zn / Zn ²⁺	2,3 V	1,6 V	0 V	-	-
Cu / Cu ²⁺	3,4 V	2,7 V	1,1 V	0 V	-
Ag / Ag ²⁺	3,8 V	3,1 V	1,5 V	0,4 V	0 V

S:

16.10 Die elektrochemische Spannungsreihe der Nichtmetalle

V: Nichtmetallhalbzellen gegeneinander zu messen ist manchmal etwas schwieriger, da einige Nichtmetalle bei Raumtemperatur keine Feststoffe sind. Als Beispiel können eine Iod/Iodid und eine Brom/Bromid Halbzelle gegeneinander gemessen werden.

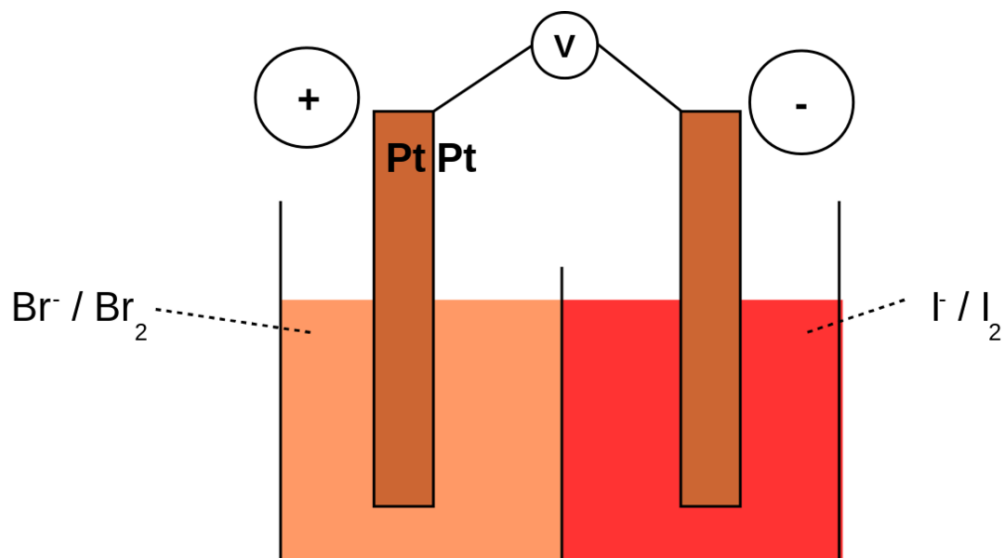


Abb. 163

B: Spannungsunterschied 0,5 V

16.11 Die Standard-Wasserstoffelektrode

Damit nun die gemessenen Unterschiede absolut ineinander in Beziehung gesetzt werden können, braucht man einen Bezugspunkt. Definiert wurde hierzu die wasserstoffumspülte Platinelektrode, auch Standardwasserstoffelektrode genannt.

Auch hier gilt: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1 \text{ mol/l}$, $p(\text{H}_2) = 1013 \text{ hPa}$, $T = 25^\circ\text{C}$

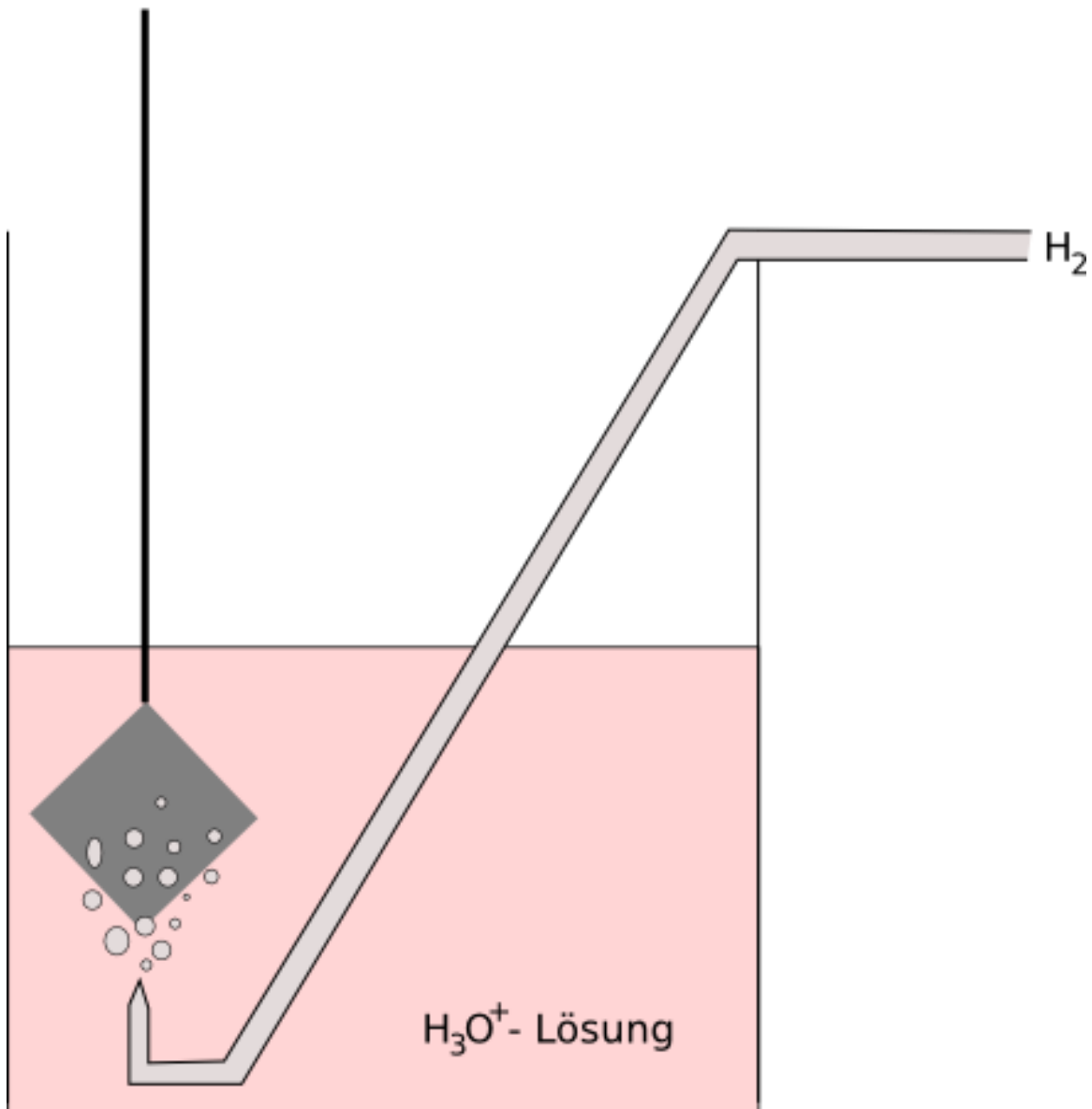
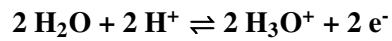


Abb. 164

Dabei gilt

Halbzellen, welche gegenüber der Normal-Wasserstoffelektrode als Anode (Minuspol) fungieren, wird ein negatives Standardpotential zugeordnet.

Unedle Metalle Standardpotential < 0

Edle Metalle Standardpotential > 0

Definition

Je negativer das Standardpotential desto stärker das Reduktionsmittel.

Je positiver das Standardpotential desto stärker das Oxidationsmittel.

→ stärkste Reduktionsmittel: Li, Na, K,

→ stärkste Oxidationsmittel: Halogene

Bringt man nun die in den vorherigen Versuchen gemessenen Werte in Bezug auf die Standardwasserstoffhalbzelle, ergibt sich die Spannungsreihe. Sie erlaubt nicht nur Vorhersagen, welche Spannungen beliebige Kombinationen von Halbzellen erzeugen, sondern auch, welcher Stoff im Vergleich zu einem anderen edler bzw. unedler ist.

Definition

Außerdem liefert die Spannungsreihe Vorhersagen über den Ablauf von chemischen Reaktionen in wässriger Lösung (also ob eine bestimmte Reaktion möglich ist).

Zusatzinformationen

w: Wasserstoffelektrode¹⁵

16.12 Die elektrochemische Spannungsreihe

Die Elektrochemische Spannungsreihe ist eine Auflistung von Redox-Paaren nach ihrem Standard-elektrodenpotential unter Standardbedingungen:

Oxidierter Form			Reduzierter Form	Standardpotential E^0
F_2	$+ 2e^-$		$2 F^-$	+2,87 V
$S_2O_8^{2-}$	$+ 2e^-$		$2 (SO_4)^{2-}$	+2,00 V
$H_2O_2 + 2 H_3O^+$	$+ 2e^-$		$4 H_2O$	+1,78 V
Au^+	$+ e^-$		Au	+1,69 V
$(MnO_4)^- + 8 H_3O^+$	$+ 5e^-$		$Mn^{2+} + 12 H_2O$	+1,51 V
Au^{3+}	$+ 3e^-$		Au	+1,42 V
Au^{2+}	$+ 2e^-$		Au^+	+1,40 V
Cl_2	$+ 2e^-$		$2Cl^-$	+1,36 V
$O_2 + 4 H_3O^+$	$+ 4e^-$		$6 H_2O$	+1,23 V
Pt^{2+}	$+ 2e^-$		Pt	+1,20 V

¹⁵ <http://de.wikipedia.org/wiki/Wasserstoffelektrode>

Oxidierter Form			Reduzierte Form	Standardpotential E^0
Br_2	$+ 2e^-$		2Br^-	+1,07 V
Hg^{2+}	$+ 2e^-$		Hg	+0,85 V
Ag^+	$+ e^-$		Ag	+0,80 V
Hg^{2+}	$+ 2e^-$		Hg^+	+0,80 V
Fe^{3+}	$+ e^-$		Fe^{2+}	+0,77 V
I_2	$+ 2e^-$		2I^-	+0,53 V
Cu^+	$+ e^-$		Cu	+0,52 V
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$+ e^-$		$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,361 V
Cu^{2+}	$+ 2e^-$		Cu	+0,34 V
Cu^{2+}	$+ e^-$		Cu^+	+0,16 V
Sn^{4+}	$+ 2e^-$		Sn^{2+}	+0,15 V
2H^+	$+ 2e^-$		H_2	0 V
Fe^{3+}	$+ 3e^-$		Fe	-0,04 V
Pb^{2+}	$+ 2e^-$		Pb	-0,13 V
Sn^{2+}	$+ 2e^-$		Sn	-0,14 V
Ni^{2+}	$+ 2e^-$		Ni	-0,23 V
Cd^{2+}	$+ 2e^-$		Cd	-0,40 V
Fe^{2+}	$+ 2e^-$		Fe	-0,41 V
S	$+ 2e^-$		S^{2-}	-0,48 V
$\text{NiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$+ 2e^-$		$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2 (\text{OH})^-$	-0,49 V
Zn^{2+}	$+ 2e^-$		Zn	-0,76 V
$2 \text{H}_2\text{O}$	$+ 2e^-$		$\text{H}_2 + 2 (\text{OH})^-$	-0,83 V
Cr^{2+}	$+ 2e^-$		Cr	-0,91 V
Nb^{3+}	$+ 3e^-$		Nb	-1,099 V
V^{2+}	$+ 2e^-$		V	-1,17 V
Mn^{2+}	$+ 2e^-$		Mn	-1,18 V
Ti^{3+}	$+ 3e^-$		Ti	-1,21 V
Al^{3+}	$+ 3e^-$		Al	-1,66 V
Ti^{2+}	$+ 2e^-$		Ti	-1,77 V
Be^{2+}	$+ 2e^-$		Be	-1,85 V
Mg^{2+}	$+ 2e^-$		Mg	-2,38 V
Na^+	$+ e^-$		Na	-2,71 V
Ca^{2+}	$+ 2e^-$		Ca	-2,76 V
Ba^{2+}	$+ 2e^-$		Ba	-2,90 V
K^+	$+ e^-$		K	-2,92 V
Li^+	$+ e^-$		Li	-3,05 V

Zusatzinformationen

w:Spannungsreihe¹⁶

¹⁶ <http://de.wikipedia.org/wiki/Spannungsreihe>

16.13 Aussagen der Spannungsreihe I - Berechnung der Leerlaufspannung

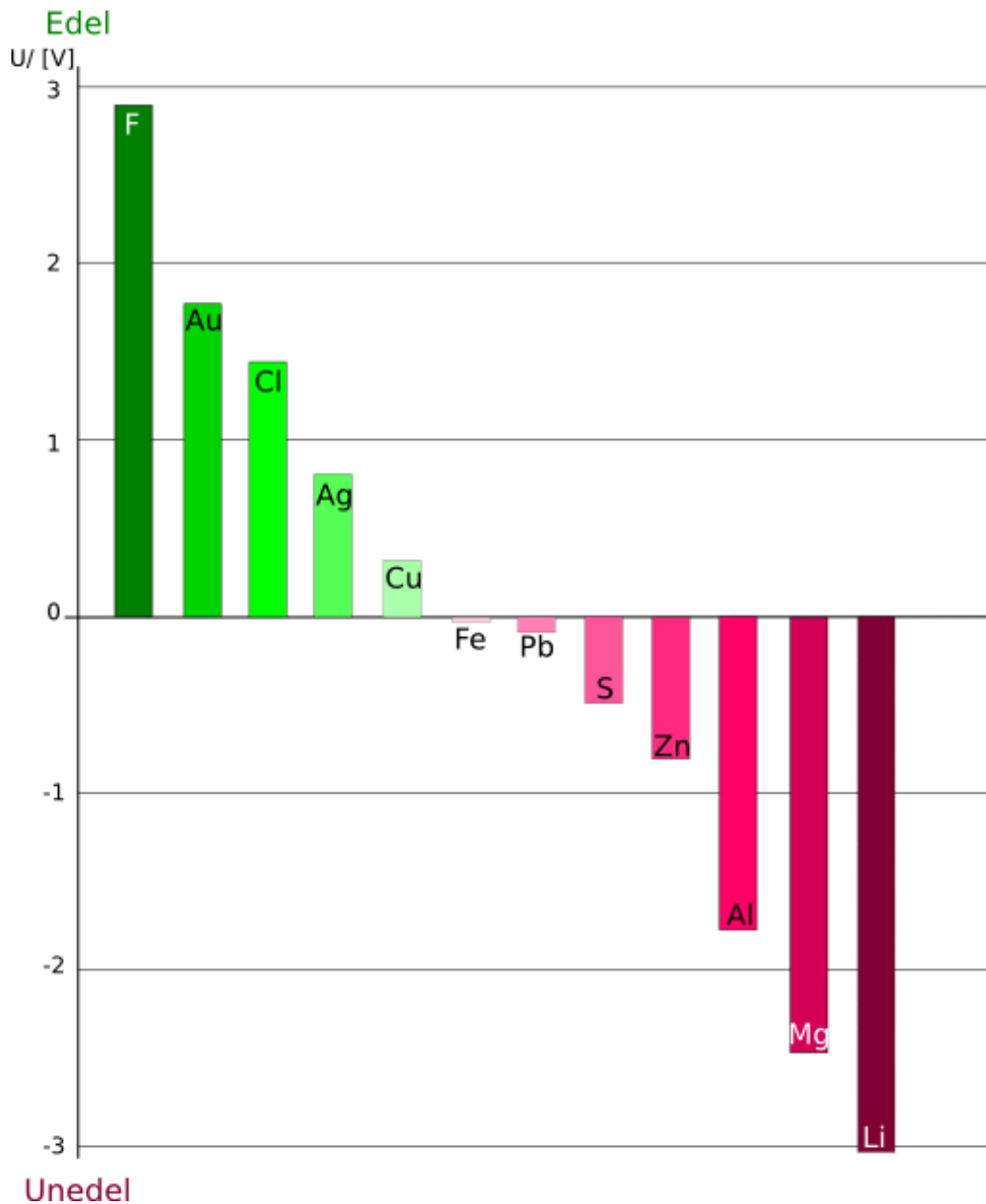


Abb. 165

Wenn man mithilfe der Spannungsreihe die Spannung von zwei bestimmten Halbzellen vorhersagen, so kann man sie direkt durch eine Subtraktion bestimmen. Man nennt diese Spannung auch Leerlaufspannung (ΔE^0) bzw. elektromotorische Kraft (EMK).

w:Die Spannungsreihe liefert Aussagen über den Ablauf von chemischen Reaktionen. Sie lässt Vorhersagen zu, ob eine bestimmte Reaktion möglich ist.¹⁷

16.13.1 Beispiel: Berechnung der Leerlaufspannung des Daniell-Elementes:

Definition

$$U_{\text{Leerlauf}} = \Delta E^0 = \text{EMK} = E^0_{\text{Kathode}} - E^0_{\text{Anode}}$$

Cu/Cu²⁺: Kathode (+)

Zn/Zn²⁺: Anode (-)

$$U_{\text{Leerlauf}} (\text{Cu/Cu}^{2+} // \text{Zn/Zn}^{2+}) = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$$

Definition

Ein Metall kann die Metallionen, die über ihm in der Redoxreihe stehen zum Element reduzieren!

16.14 Aussagen der Spannungsreihe II - Vorhersage über Redoxreaktionen

Ob eine Redoxreaktion zwischen zwei Halbzellen (gleicher Konzentration!¹⁸) ablaufen kann, hängt von den Redoxpotentialen ab. Berechnet man die EMK und erhält ein Ergebnis $\Delta E^0 > 0$ kann die Reaktion theoretisch ablaufen.

Unter Umständen gibt es aber weitere Hinderungsgründe wie z.B. eine Gasbildung, welche die Elektroden blockieren (oder eine feine Oxidschicht, wie beim Aluminium), welche eine praktische Reaktion dann doch behindern.

Definition

Das Standardpotential des Oxidationsmittels muss positiver sein, als das des Reduktionsmittels.

So können z.B. die H⁺-Ionen einer Säure nur die Metalle oxidieren, welche ein negativeres Normalpotential haben (also unedlere Metalle). Edle Metalle mit $E^0 > 0$ werden von Säure nicht angegriffen.

Wenn Reaktionen nicht freiwillig ablaufen, da $\Delta E^0 < 0$, kann man stattdessen die berechnete Spannung anlegen. Man spricht dann von einer **Elektrolyse**.

17 <http://de.wikipedia.org/wiki/Die%20Spannungsreihe%20liefert%20Aussagen%20%FCber%20den%20Ablauf%20von%20chemischen%20Reaktionen.%20Sie%20l%E4sst%20Vorhersagen%20zu%2C%20ob%20eine%20bestimmte%20Reaktion%20m%F6glich%20ist>.

18 Beachte, dass E^0 Konzentrationsabhängig ist

16.14.1 Ausschnitt aus der Spannungsreihe zum Daniell Element:

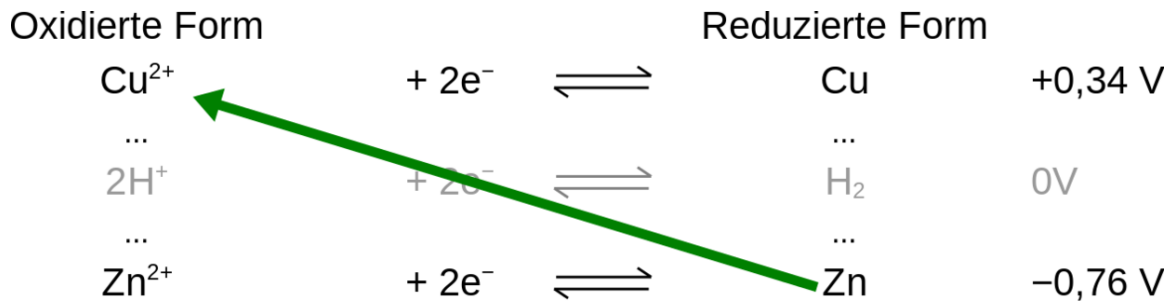


Abb. 166

Zink als reduziertes Metall kann mit der oxidierten Form, den Kupferionen reagieren. Also kann man die generelle Hilfsregel ableiten, dass das weiter unten reduzierte Form theoretisch immer mit der weiter oben stehenden oxidierten Form reagieren kann.

Zusammenfassung

- Halbelementen, die gegenüber der Normal-Wasserstoffelektrode als Anode (Minuspole) fungieren, wird ein negatives Standardpotential zugeordnet:
 - unedle Metalle Standardpotential < 0
 - edle Metalle Standardpotential > 0
- Je negativer das Normpotential einer Halbzelle, desto stärker ist sie als Reduktionsmittel und desto höher ist die Lösungstension des betreffenden Metalls/ Nichtmetalls. \square desto unedler ist das Element
- Je positiver das Standardpotential desto stärker das Oxidationsmittel und desto niedriger ist die Lösungstension \square desto edler ist das Element:
 - stärkste Reduktionsmittel: Li, Na, K
 - stärkste Oxidationsmittel: Halogene

16.15 Aufgaben

1. Stelle die Reaktionsgleichung der elektrochemischen Reaktion des Daniell-Elementes auf.
2. Welche unerwünschten Vorgänge finden in galvanischen Elementen statt, wenn sie nicht durch ein Diaphragma oder eine Salzbrücke in Halbzellen aufgetrennt sind? Gebe Reaktionsgleichungen dazu an.
3. Definiere Kathode und Anode.
4. Zeichne ein galvanisches Element mit einer Silber und einer Kupferelektrode. Bestimme die elektrischen Pole, Anode und Kathode sowie die Stromflussrichtung. Welche Spannung wird gemessen werden?
5. Berechne die Leerlaufspannung des $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{H}^+/\text{H}_2$
6. Wie lauten die genauen Standardbedingungen?
7. Berechnen die Spannungen der folgenden galvanischen Elemente bei Standardbedingungen:
 - a) $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Pt}/\text{Pt}^{2+}$

- b) $\text{Al}/\text{Al}^{3+} // \text{Br}_2/\text{Br}^-/\text{Pt}$
 - c) $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+} // \text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}/\text{Pt}$
 - d) $\text{Ag}/\text{Ag}^+ // \text{Au}/\text{Au}^{3+}$
8. Definiere Oxidationsmittel und Reduktionsmittel. Welches Element ist das stärkste Oxidationsmittel?
 9. Läuft die folgenden Reaktion freiwillig ab? Berechne die EMK und stelle die Reaktionsgleichung auf.
 - a) Chlor und Iodid
 - b) Ein Zinkstab in einer Silberionenlösung
 - c) Eisen und Chlor
 - d) MnO_4^- -Ionen in saurer Lösung H_2O_2
 - e) Schwefelwasserstoff und Iod
 - f) Brom wird in eine NaCl-Lösung gegeben
 - g) Zinn wird in eine Eisen(II)-sulfatlösung gestellth) Kupfer reagiert mit einer Eisen(III)-sulfatlösung
 10. Warum kann man angelaufenes Silberbesteck in heißer Kochsalzlösung mit Aluminiumfolie „reinigen“?

16.16 Elektrochemische Stromerzeugung für den Alltag

V: In einem Batterieglas mit Ammoniumchloridlösung steht ein Zinkbecher. In die Lösung taucht man eine Graphitelektrode ein, die mit einem mit Braunstein gefüllten Beutel umhüllt ist. (Im Leclanché-Element ist die Ammoniumchloridlösung durch Gelatine eingedickt). Die beiden Elektroden werden durch ein Voltmeter verbunden.

16.16.1 Die Trockenbatterie (Leclanché Element)

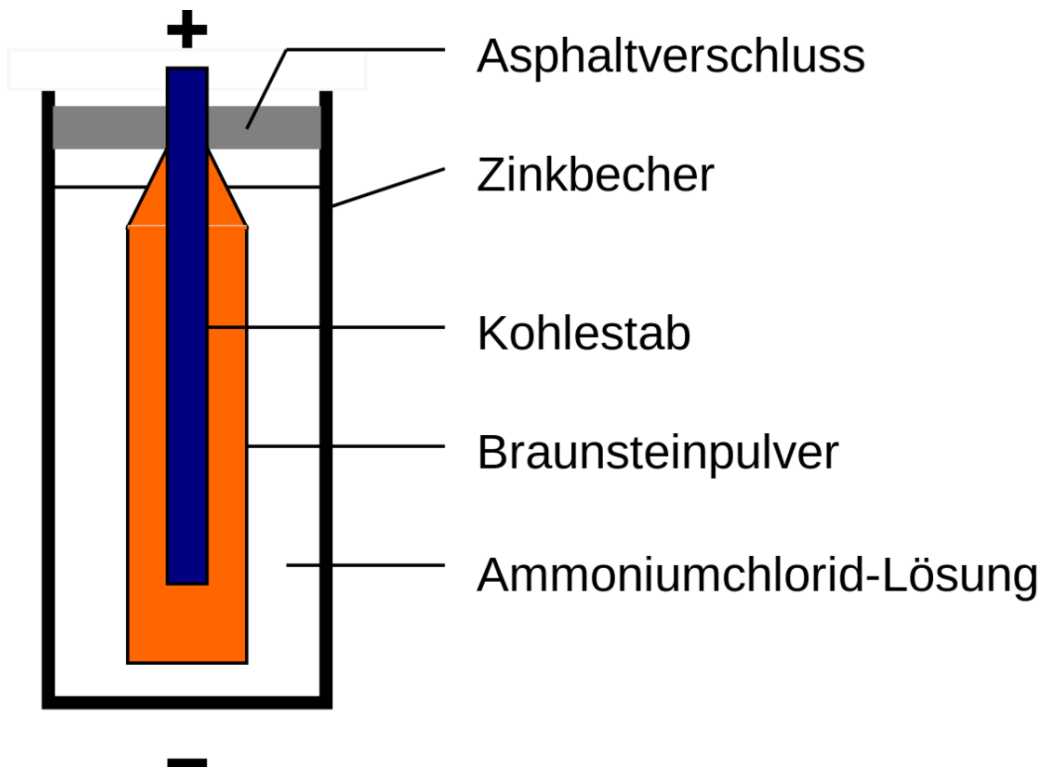
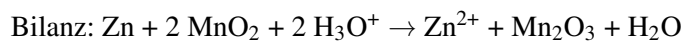
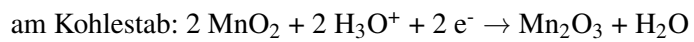
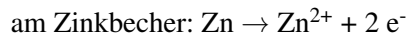
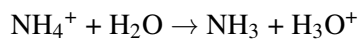


Abb. 167

Redoxsysteme



Das Oxoniumion entsteht durch die Protolyse des Ammonium-Ions



Ammoniak entweicht nicht, sondern wird an Zink-Ionen gebunden.

Spannung: ca. 1,5 V

Anwendung: Taschenlampenbatterie usw.

16.17 Weiterlesen

w:Bleiakkumulator¹⁹

w:Elektrolyse²⁰

w:Korrosion²¹

w:Bayer-Verfahren²²

w:Schmelzflusselektrolyse²³

16.18 Wiederholungsfragen

1. Wie bestimmt man Ionenladungen?
2. Wiederhole die Dissoziationsgleichungen der Säuren und Laugen
3. Erstelle eine Übersicht mit Ionenladungen der Säurereste
4. Was ist eine „Ionenbindung“?
5. Wiederhole die „Zusammensetzung der Salze“
6. Was sind Oxidationszahlen? Wiederhole alle Regeln zum Bestimmen von Oxidationszahlen
7. Bestimme die Oxidationszahlen von: NH_3 , NH_4^+ , Cl_2 , O^{2-} , SO_4^{2-} , CaO , AlBr_3 , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, H_2CO_3 , NaNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, IO_3^- , LiH , KMnO_4 , Al_2O_3 , Mg , H_2O , H_2SO_3 , H_2S , H_3PO_3 , H_2O_2 , S_8 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CaHPO_4 .
8. Definiere die Begriffe Oxidation, Reduktion und Redoxreaktion
9. Wiederhole die Schritte zum Erstellen der Reaktionsgleichungen
10. Wiederhole Dir bekannte Redoxreaktionen und erstelle die passenden Reaktionsgleichungen.
11. Erstelle die Gleichung der Zellatmung. Ist dies eine Redoxreaktion? Beweise es!
12. Löse folgende Reaktionsgleichungen: $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Zn} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_3 + \text{OH}^-$
13. Wie kann man Metalle hinsichtlich ihres Oxidationsvermögens/ Reduktionsvermögens untersuchen (also ihres unedlen/ edlen Charakters)?
14. Erkläre den Begriff „Lösungstension“ (=Lösungsdruck)
15. Wie kommt es durch die Lösungstension zu verschiedenen Spannungspotentialen bei Cu und Zn-Stäben?
16. Wie kann man ein vergiften vermeiden?
17. Erkläre genau die Vorgänge an beiden Stäben mit Reaktionsgleichungen und einer Gesamtreaktionsgleichung.
18. Was sind Galvanische Elemente und was ist ein Daniell-Element? Erkläre mit einer beschrifteten Zeichnung
19. Definiere: Anode, Kathode, Halbzelle, Normalpotential, elektrochemische Spannungsreihe
20. Wirkt Wasserstoffperoxid (H_2O_2) eher als Reduktions- oder als Oxidationsmittel? Wie kann man dies theoretisch und praktisch beweisen?
21. Bei der Kupfergewinnung kann man sich den besonderen Stoffwechsel von Bakterien zunutze machen. Erze mit geringem Kupferanteil werden dazu mit den Bakterien in Kontakt gebracht. Die Bakterien wandeln nun ebenfalls vorhandenes Fe^{2+} zu Fe^{3+} um. Das Produkt wandelt nun die Sulfidionen des Kupfersulfids in Sulfat um (Bildung von CuSO_4). Kupfersulfat ist

¹⁹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Bleiakkumulator>

²⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Elektrolyse>

²¹ <http://de.wikipedia.org/wiki/Korrosion>

²² <http://de.wikipedia.org/wiki/Bayer-Verfahren>

²³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Schmelzflusselektrolyse>

-
- Wasserlöslich, so dass das Kupfersalz nun einfach aus dem Gestein gelöst und anschließend elektrolytisch Kupfer gewonnen werden kann. Stelle die passende Redoxreaktion auf.
22. Wenn gelöster Schwefelwasserstoff an der Luft steht, wird die Lösung nach einiger Zeit gelb. Welche Reaktion läuft ab. Stelle dazu auch das Redoxpotential auf.

17 Elektrochemie I

17.1 Einleitung - Was ist eine chemische Reaktion?

Zu Beginn etwas rotes Feuer:

V: Kaliumchlorat, Zucker und Strontiumnitrat werden vermischt und mit etwas Schwefelsäure zur Reaktion gebracht.

B: rote Stichflamme.

S: Spontan ablaufende Reaktion.

Was sind die Grundlagen der Reaktion?

17.1.1 Der Kennzeichen einer chemischen Reaktion

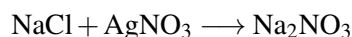
Definition Mittelstufenunterricht: „Bei chemischen Reaktionen finden eine Stoffumwandlung und eine Energieumwandlung statt“.

Definition Oberstufe: Chemische Reaktionen erkennt man z.B. durch:

- Elektronenübertragung(Redoxreaktionen, Elektrolysen)
- Protonenübertragung(Protolyse, Säure-Base-Reaktion)
- Spaltung von Stoffen(Cracken, Explosion z.B. TNT)
- Umlagerung von Gitterbausteinen(z.B. monokliner - rhombischer Schwefel / Graphit - Diamant)

Beispiel

Fällungsreaktion von AgCl:



Bisher fand immer eine Untersuchung der beteiligten Stoffe und der beteiligten Energie statt. Aber man kann eine Reaktion auch unter weiteren Aspekten betrachten. In diesem Kurs werden Reaktionsgeschwindigkeiten ebenfalls beobachtet und analysiert.

Schnelle Reaktionen: Knallgasprobe, Ausfällung von AgCl

Langsame Reaktionen: Rosten von Eisen, alkoholische Gärung, Assimilation grüner Pflanzen

Das Problem ist dabei jeweils

Wie kann man die Reaktionsgeschwindigkeit messen?

- Verbrennen von Papier und beobachten

- Was hat sich geändert in dieser Zeit → Stoffmenge / Konzentration

Definition

Reaktionskinetik befasst sich mit der Geschwindigkeit von Reaktionen

Aufgaben

1. Erkläre/ definiere die folgenden Begriffe:

- Chemische Reaktion und ihre Erkennungsmerkmale
- Aktivierungsenergie und Reaktionsenergie (ab jetzt Reaktionsenthalpie genannt)
- Endotherme sowie exotherme Reaktionen sowie Energiediagramm
- Standard- und Normalbedingungen
- Reaktionsgeschwindigkeit
- Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion
- angeregter Zustand sowie Lichtemission
- Energieformen

17.2 Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

Bei jeder chemischen Reaktion spielt die Umwandlung von Energie eine Rolle. Entweder wird Energie freigesetzt, die z.B. vorher in den Ausgangsstoffen enthalten war, oder Energie wird zum Ablauf der Reaktion benötigt und somit dem System entzogen.

17.2.1 a) Energiediagramm (exotherme Reaktion)

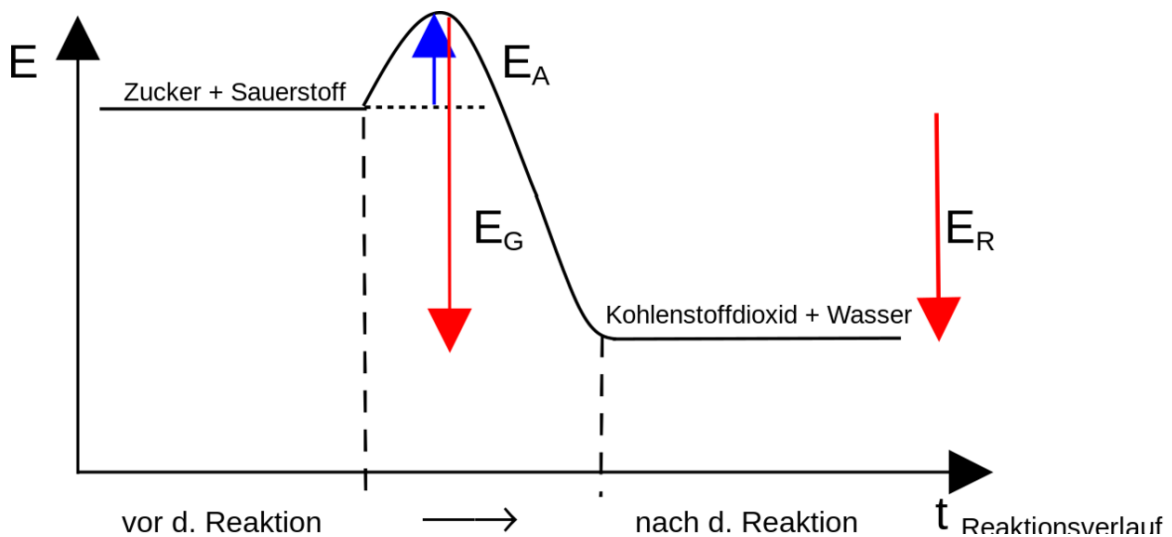


Abb. 168

Aktivierungsenergie (ΔH_A), notwendig zum Auslösen der Reaktion

Reaktionsenthalpie (ΔH_R), Energieüberschuss, der bei exothermen Reaktionen frei wird

Gesamt freiwerdende Energie (ΔH_G)

Chemische Reaktionen, die unter Energieabgabe ablaufen heißen exotherme Reaktionen. Die freiwerdende Energie kann dabei als Wärme, Licht oder in anderen Formen vorliegen. Sie wird auch als Reaktionsenthalpie (ΔH) bezeichnet.

Chemische Reaktionen, bei denen ständig Energie zugeführt werden muss, damit sie überhaupt ablaufen, nennt man endotherme Reaktionen.

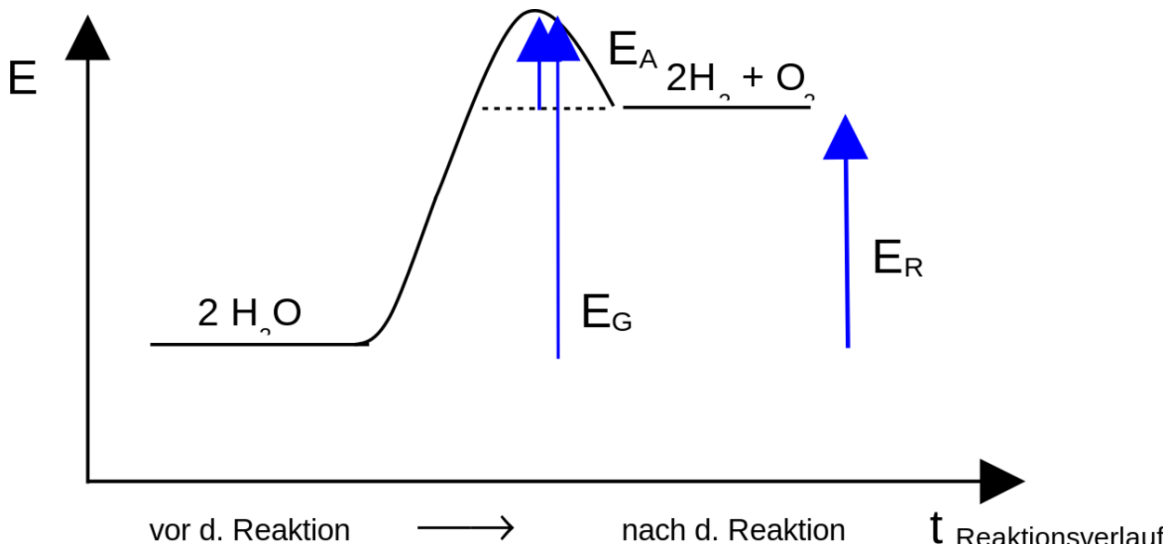
17.2.2 b) Energiediagramm (endotherme Reaktion)

Abb. 169

Zusatzinformationen

Das freiwillige Ablaufen einer chemischen Reaktion wird durch die Gibbs-Helmholtz-Gleichung vorausgesagt. Sie bestimmt die freie Enthalpie (ΔG), welche nicht mit der Reaktionsenthalpie (ΔH) verwechselt werden sollte. ΔS gibt in dieser Gleichung übrigens die natürliche „Unordnung“ an, die Entropie.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

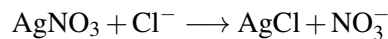
Wenn $\Delta G < 0$ ist, kann die Reaktion freiwillig ablaufen. Solche Reaktionen nennt man exergonisch. Dies ist besonders bei exothermen Reaktionen der Fall, da sie einen negativen Wert für ΔH haben. Endergonische Reaktionen hingegen laufen nicht freiwillig ab.

w:Freie Enthalpie¹ w:Enthalpie² w:Gibbs-Helmholtz-Gleichung³ w:Reaktionsenthalpie⁴
w:Normalbedingungen⁵ w:Standardbedingungen⁶

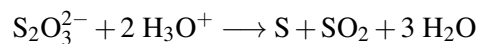
17.3 Was ist die Reaktionsgeschwindigkeit?

Es gibt Reaktionen, die laufen schnell ab:

V: Fällungsreaktion von Silbernitrat mit Salzsäure



Reaktionen, die langsam ablaufen: V: RG mit Thiosulfat und HCl (untergehende Sonne - in kleinem Becherglas mit Kreuz):



Video anschauen⁷

Definition

Die Reaktionsgeschwindigkeit chemischer Reaktionen ist u.a. von den chemischen Eigenschaften der Reaktionspartner abhängig.

17.3.1 Schülerversuch: Untersuchung der Reaktion von Thiosulfationen mit Säure

V: Es werden 1g Natriumthiosulfat in 100ml Wasser aufgelöst. Diese wird auf 4 kleine 100ml Bechergläser verteilt.

Die Reaktionen beginnen jeweils, wenn etwas HCl zu den einzelnen Lösungen zugefügt wird. Ein Kreidekreuz auf dem Experimentiertisch dient als optisches Merkmal für den Schlusspunkt der Messung.

BG1: 20ml Natriumthiosulfatlösung werden mit HCl versetzt

BG2: 20ml Natriumthiosulfatlösung + 20ml Wasser werden mit HCl versetzt

BG3: 20ml Natriumthiosulfatlösung + 40ml Wasser werden mit HCl versetzt

BG4: 20ml Natriumthiosulfatlösung werden auf das doppelte der Raumtemperatur erhöht und mit HCl versetzt

1 <http://de.wikipedia.org/wiki/Freie%20Enthalpie>

2 <http://de.wikipedia.org/wiki/Enthalpie>

3 <http://de.wikipedia.org/wiki/Gibbs-Helmholtz-Gleichung>

4 <http://de.wikipedia.org/wiki/Reaktionsenthalpie>

5 <http://de.wikipedia.org/wiki/Normalbedingungen>

6 <http://de.wikipedia.org/wiki/Standardbedingungen>

7 <http://video.netscience.de/video/88>

	Beobachtung	Schlussfolgerung
Konzentrations-abhängigkeit	Eine Verringerung der Konzentration um die Hälfte verlangsamt die Reaktionsdauer ca. um die Hälfte	Je höher die Konzentration, desto eher kommt es zu wirksamen Zusammenstößen zwischen den Thiosulfationen und den Oxoniumionen. ☒ die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt zu.
Temperatur-abhängigkeit	Eine Erhöhung der Lösungstemperatur beschleunigt die Reaktionsdauer ca. auf ca. das Doppelte.	Je höher die Temperatur, desto stärker ist die Eigenbewegung der Teilchen der Lösung (in diesem Fall der $S_2O_3^{2-}$ und der H_3O^+ -Moleküle). Je stärker ihre Eigenbewegung ist, desto eher kommt es zu wirksamen Zusammenstößen zwischen ihnen. ☒ die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt zu.

17.4 Messung der Reaktionsgeschwindigkeit

V: Beispielversuch: Verbrennen von Papier - Messung des entstehenden Kohlenstoffdioxids

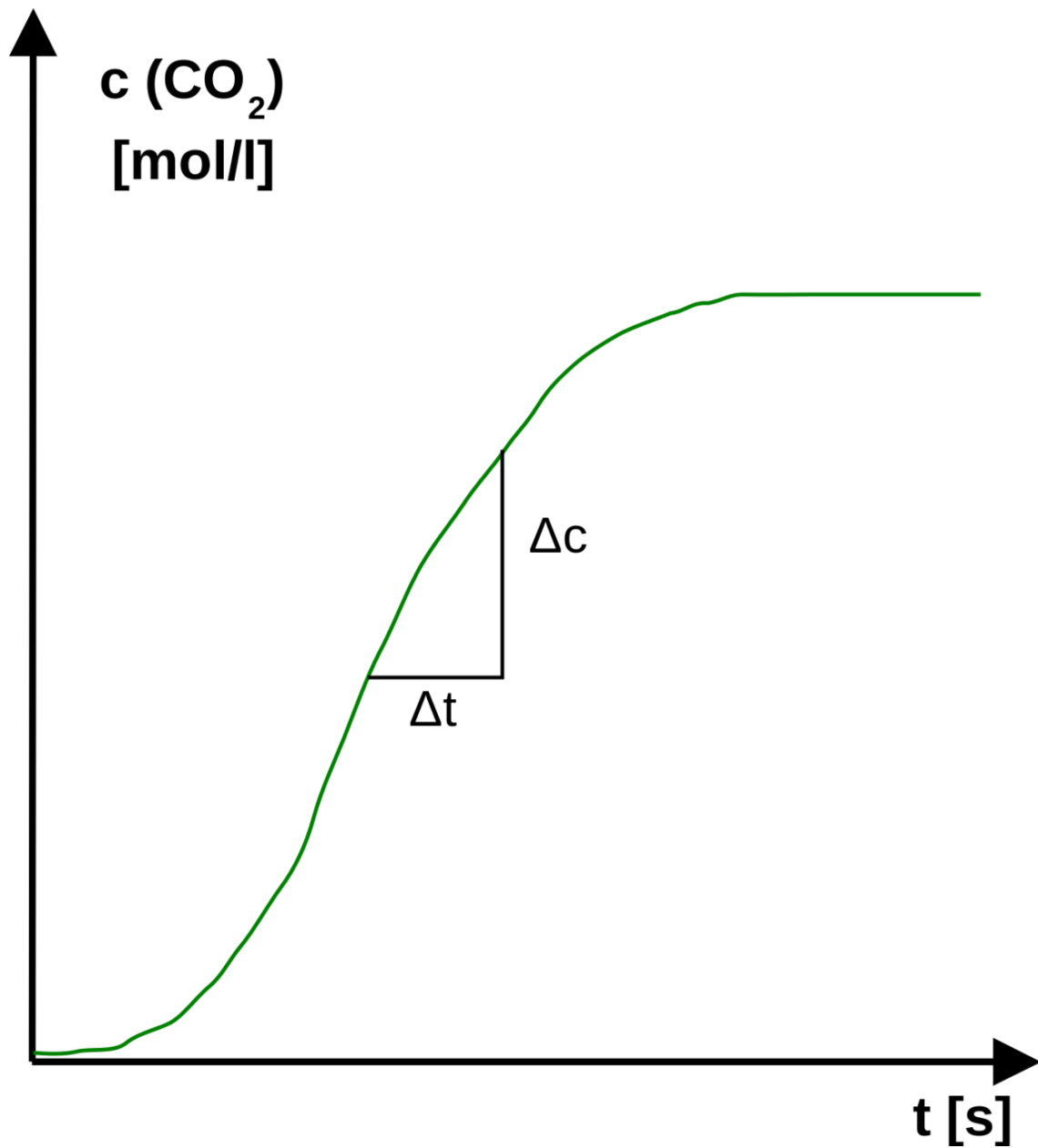


Abb. 170

Geschwindigkeit der Papierverbrennung

$$v_R = \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

$$\Delta x = \Delta c(\text{CO}_2)$$

17.4.1 Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit grafisch:

Steigungsdreieck anlegen, abmessen und ausrechnen. Je kleiner das Steigungsdreieck dabei wird desto genauer wird dabei die momentane Geschwindigkeit bestimmt. Die Steigung entspricht der Tangente.

$$\text{Reaktionsgeschwindigkeit } v = \frac{\text{Konzentration } c}{\text{Zeitintervall } t}$$

Definition

Unter der Reaktionsgeschwindigkeit versteht man die Änderung der Konzentration eines Reaktionssteilnehmers (Δc) in einer bestimmten Zeiteinheit (Δt).

Bei abnehmender Konzentration bekommt der Quotient ein negatives Vorzeichen.

Die momentane Geschwindigkeit: $v_{R_m} = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta t} \cdot \frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{s}}$

17.5 Exkurs: Geschwindigkeit und ihre Messung in der Physik:

17.5.1 a) gleichförmige Bewegung:

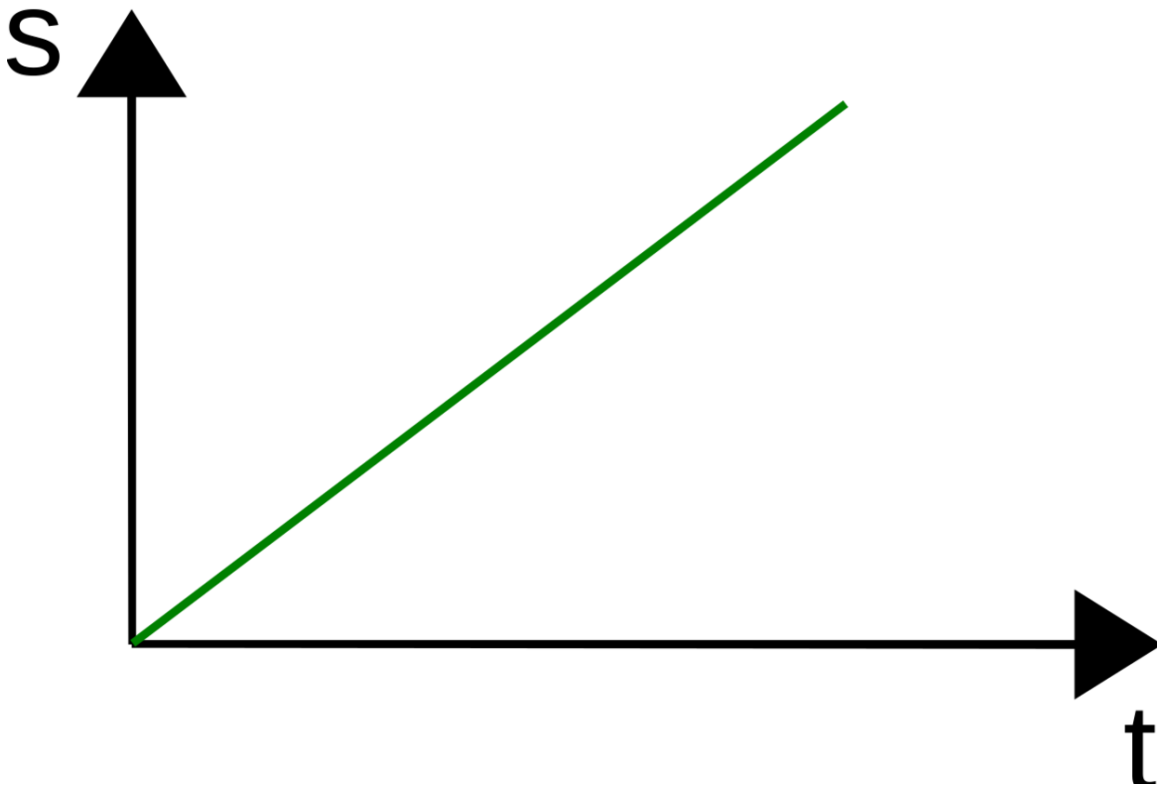


Abb. 171

$$\text{Geschwindigkeit} = \text{Weg} / \text{Zeit} \quad v = \Delta s / \Delta t$$

Geradensteigung $m = \Delta y / \Delta x$

b) ungleichförmige Bewegung:

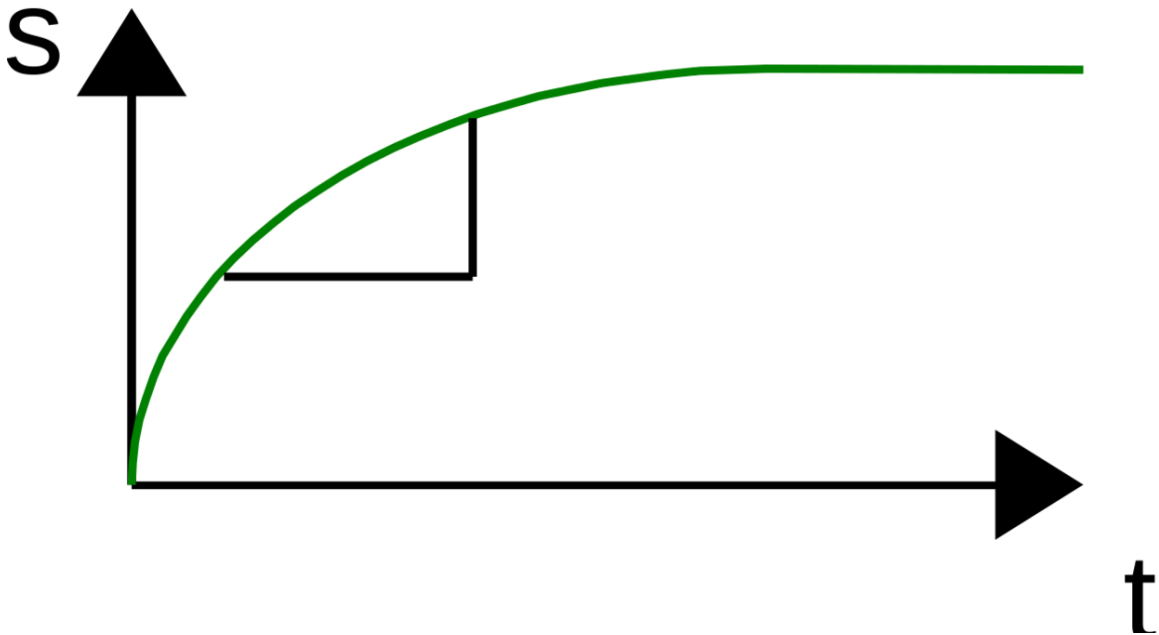


Abb. 172

ΔS verändert sich bei konstantem Δt

mittlere Geschwindigkeit = $v = \Delta s / \Delta t$

momentane Geschwindigkeit: $\lim_{(t \rightarrow 0)} \Delta s / \Delta t = ds/dt$

In der **Chemie** haben wir es mit Reaktionen zu tun.

→ Was könnte hier als Zeichen für die Reaktionsgeschwindigkeit ändern ?

Definition

Die Konzentrationsabnahme von Edukten bzw. die Konzentrationszunahme der Produkte eignen sich, um die Reaktionsgeschwindigkeit zu bestimmen. (Entstehen eines Produktes, Verschwinden eines Eduktes).

Ersatzweise kann bei Gasreaktionen auch die Zu- bzw. Abnahme des Volumens gemessen werden. (Bei Farbreaktionen kann der Trübungsgrad durch ein Photometer gemessen, verwendet werden.)

Gut geeignet

- Reaktionen, bei denen ein Gas entsteht
- Reaktionen mit Farbänderungen

Definition

Grundsätzlich kann man die Reaktionsgeschwindigkeit über das Entstehen der Produkte und das „Verschwinden“ der Edukte erfassen.

17.6 Die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

17.6.1 a) Einfluss des Verteilungsgrades auf die Reaktionsgeschwindigkeit

V: Gleiche Volumina von Alkohol (Spiritus) wird in einer kleinen (oder einem engen Becherglas) und einer großen Verbrennungsschale (bzw. auf dem Lehrertisch) entzündet.



20ml Alkohol

Abb. 173



20ml Alkohol

Alkohol auf dem Lehrerpult

B: Der Alkohol im engen Becherglas brennt deutlich länger.

Warum brennt der Alkohol im Glas länger?

→ Die Kontaktfläche an der die Verbrennung stattfindet, ist im 2. Versuch größer.

Die Kontaktfläche Ethanol/Luft ist für die Reaktionsgeschwindigkeit entscheidend.

Definition

Sauerstoff kann nur an der Oberfläche an der Verbrennung teilnehmen

S: Die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Verbrennung ist von Größe der Flüssigkeitsoberfläche abhängig, an der Luft und Alkohol in Kontakt stehen.

(Grund: O_2 kann nur an der Oberfläche mit dem Ethanol reagieren)

Definition

Bei Reaktionen, die in einer Phase ablaufen nennt man homogenen Reaktionen. Befinden sich die Reaktionspartner in verschiedenen Phasen, so spricht man von heterogenen Reaktionen.

Bei heterogenen Reaktionen wächst die Reaktionsgeschwindigkeit mit zunehmender Oberfläche an der die Reaktionspartner miteinander Kontakt haben.

Aufgaben

1. Welcher wichtige Umwelteinfluss könnte die Reaktionsgeschwindigkeit noch beeinflussen?
 - Temperatur
2. Zeichne Kurven der Reaktionsgeschwindigkeit beider Verbrennungen in ein Diagramm

17.6.2 b) Einfluss der Temperatur:**Definition**

RGT-Regel (Reaktionsgeschwindigkeit - Temperatur - Regel)

Bei einer Temperaturerhöhung um 10 K (10°C) verdoppelt bis verdreifacht sich die Reaktionsgeschwindigkeit.

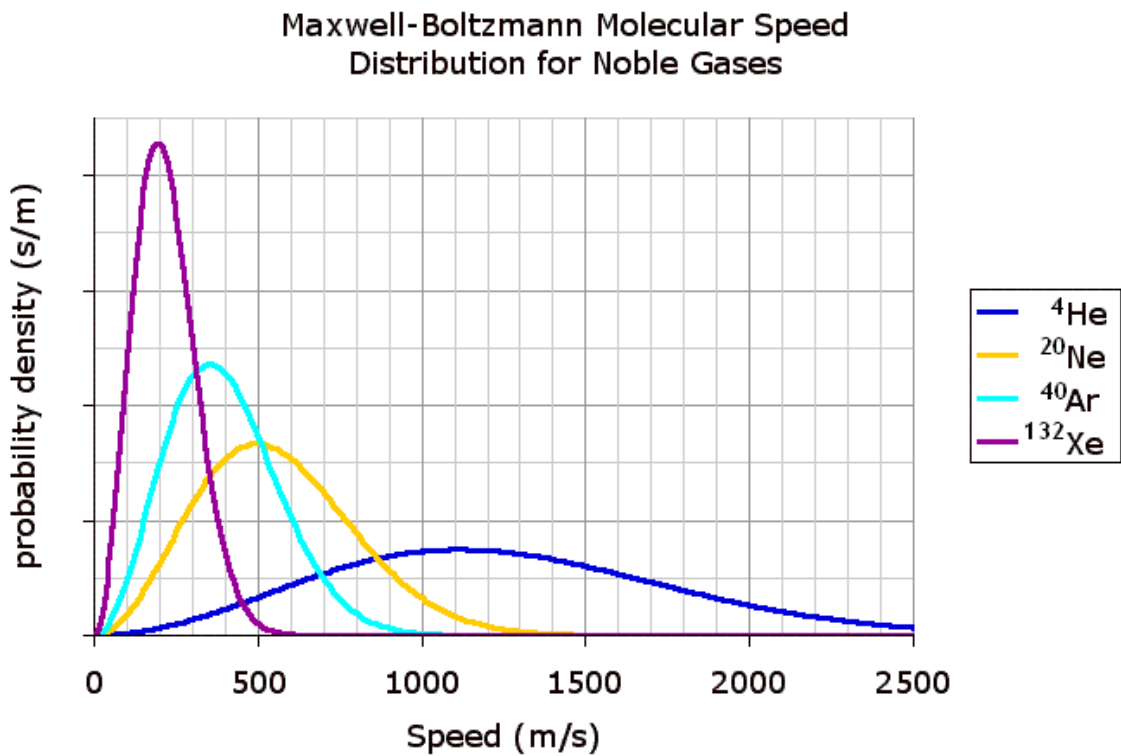
Die Ursachen beschreibt die w:Maxell-Boltzmann-Verteilung⁸

Abb. 174

Aufgaben

1. Die Reaktion von jeweils einem Mol Wasserstoff und Sauerstoff (Knallgasreaktion) dauert bei Raumtemperatur ca. 108 Jahre, bei 730 °C ca. 10-5 s. Erkläre den Unterschied.

⁸ <http://de.wikipedia.org/wiki/Maxell-Boltzmann-Verteilung>

17.7 Erklärung für die Temperaturabhängigkeit chemischer Reaktionen

17.7.1 Kinetische Energie in Abhängigkeit von der Temperatur

Mit zunehmender Temperatur nimmt bei chemischen Reaktionen die Anzahl der Teilchen mit höherem Energiegehalt (=höherer kinetischer Geschwindigkeit) zu. Dadurch nimmt die Anzahl der Zusammenstöße zu. Außerdem sind die Zusammenstöße „stärker“ (also energiereicher).

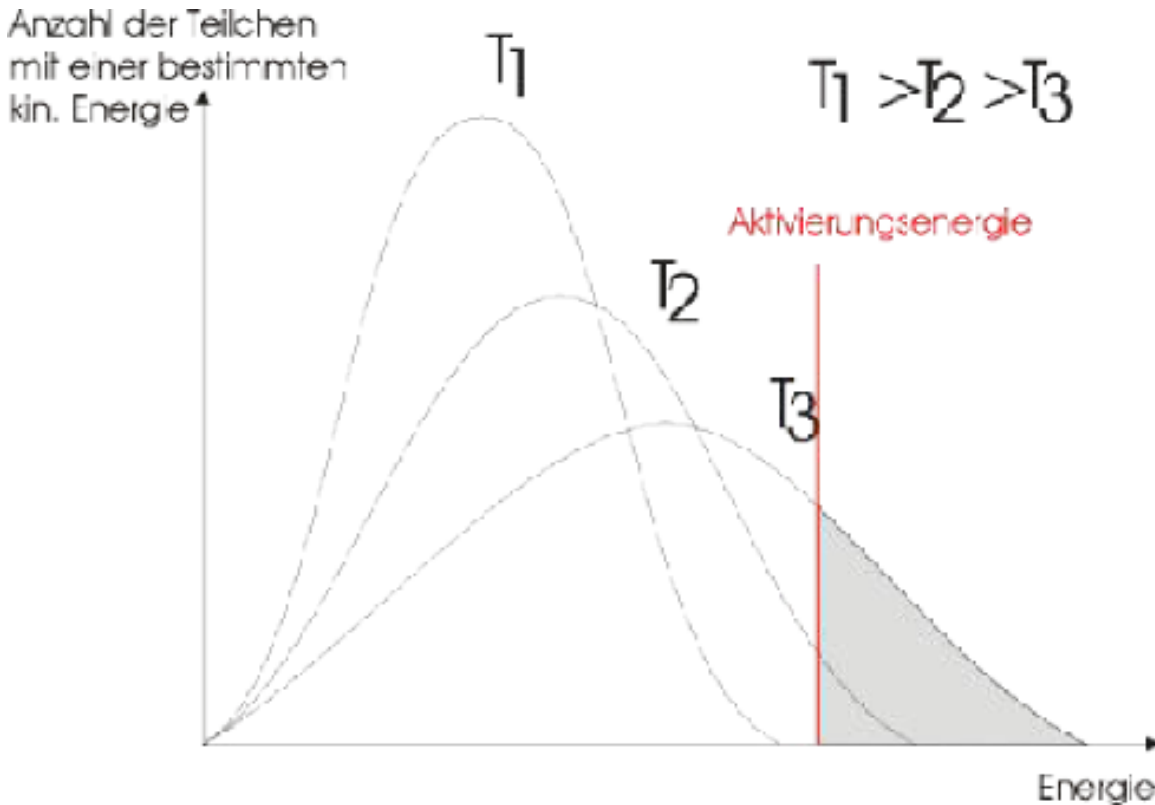


Abb. 175

Bei geringen Temperaturen sind die Zusammenstöße hingegen weniger häufig und oft reicht auch die Energie der Zusammenstöße für eine wirksame Reaktion nicht aus. So lässt sich ein Gemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff lange aufbewahren, ohne dass eine Reaktion stattfindet.

Aktivierungsenergie

Damit im eben genannten Beispiel von Wasserstoff und Sauerstoff eine Reaktion stattfindet, muss ein Energiebetrag beim Zusammentreffen von Teilchen erreicht, bzw. überschritten werden, damit überhaupt eine Reaktion stattfinden kann.

Definition

Nur wirksame Zusammenstöße führen zu einer chemischen Reaktion. Zu einem wirksamen Zusammenstoß gehören neben der notwendigen Energie auch die günstige Orientierung der Reaktionsteilchen.

17.7.2 c) Einfluss der Konzentration auf die Reaktionsgeschwindigkeit

- Abnahme der Reaktionsgeschwindigkeit, bei Abnahme der Konzentration (1/2)

Definition

Die RG ist von der Konzentration der beteiligten Stoffe abhängig.
Je größer die Konzentration ist, desto größer ist auch die mittlere RG.

17.8 Messung der Zunahme des Volumens in Abhängigkeit von der Zeit

V1: H₂O₂ und Bromwasser reagieren lassen:

50 ml H₂O + 40 mL Bromwasser (Tipp: muss riechen!) dazu 20 mL 5%ige H₂O₂-Lösung zugeben und sofort in 10 s Abständen messen:

V2: Mg + HCl:⁹

Reagenzglas mit seitlichem Ausgang (!) mit 10ml 2mol HCl und 3g Mg-Band (ca. 5cm) mit Schlauch und Kolbenprober

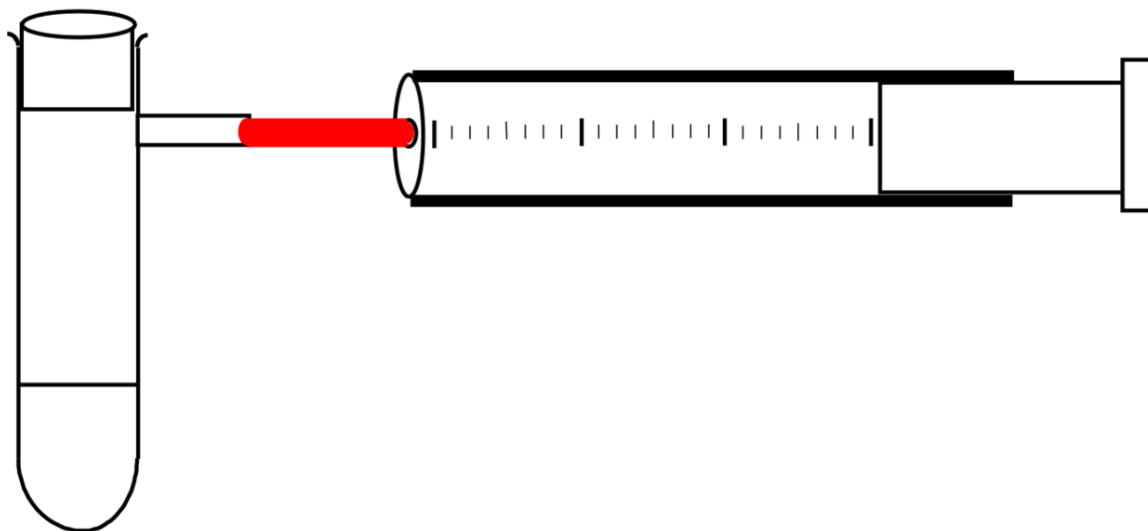


Abb. 176

Zeit t [s]	Volumen Vol [ml]

⁹ Beachte, dass E⁰ Konzentrationsabhängig ist

Zeit t [s]	Volumen Vol [ml]

Auftragung der Kurve:

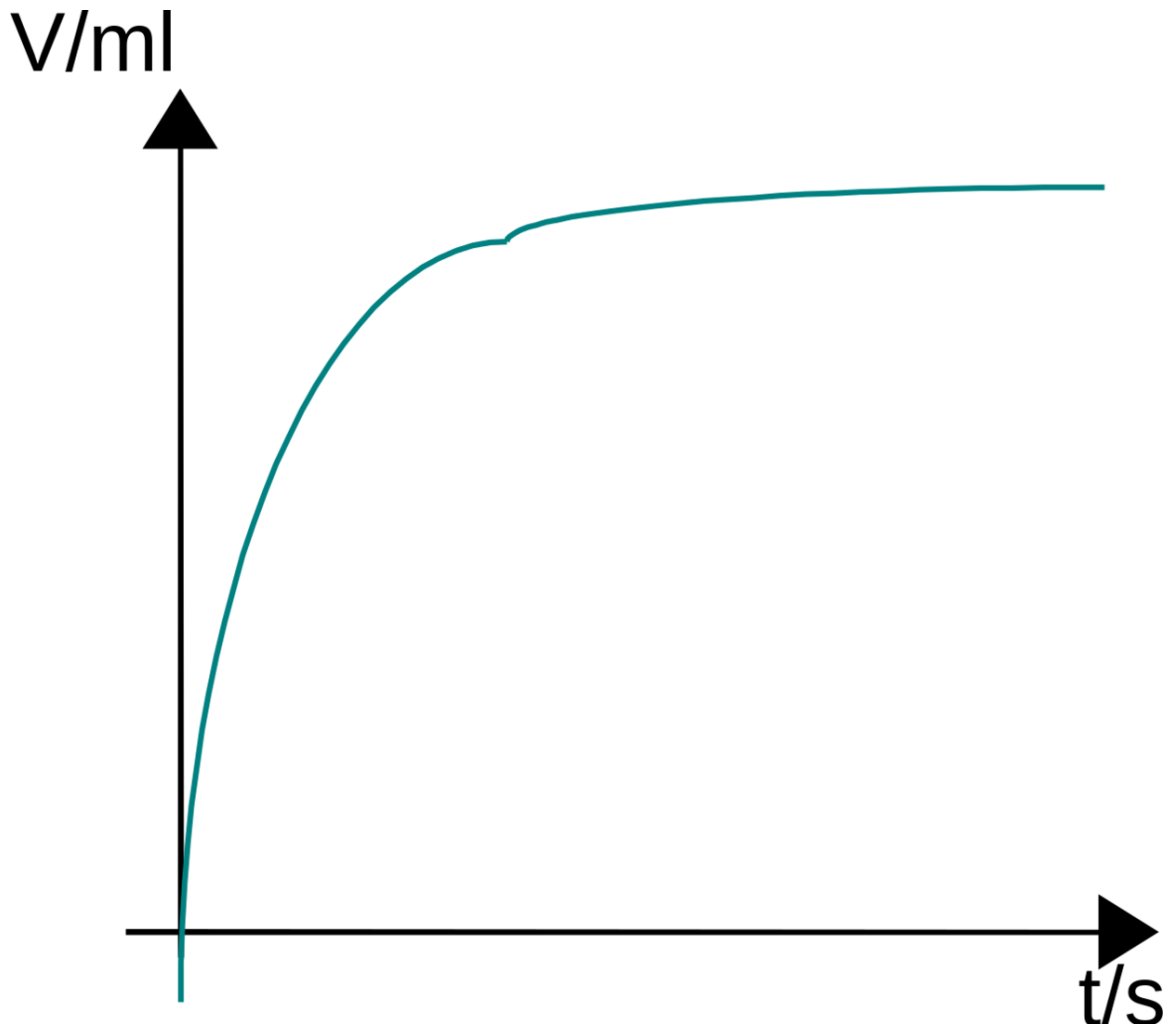


Abb. 177

Auswertung

- Die Gasentwicklung verläuft am Anfang schneller als am Ende.
- Die Reaktionsgeschwindigkeit ist also nicht konstant, sondern ändert sich mit der Zeit.

Reaktionsgleichung: $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{HBr} + \text{O}_2$

17.9 Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit

In der Chemie interessiert uns in erster Linie die **mittlere Reaktionsgeschwindigkeit**.

Diese ergibt sich als: $v_R = \frac{\Delta V(O_2)}{\Delta t}$

Umrechnung auf die umgesetzte Teilchenzahl: 1 mol eines Gases nimmt unter Normalbedingungen (0°C, 101325 Pa = 1013,25 mbar) ein Volumen von 22,41 L ein.

$$n = \frac{V_0}{V_m}$$

$$22,4L = 1Mol$$

$$V = n$$

$$\rightarrow n = 1mol \cdot \frac{V}{22,4L}$$

Also ergibt sich für die **mittlere Reaktionsgeschwindigkeit:** $V_R = \frac{\Delta n(O_2)}{\Delta t}$

In unserem Versuch liegt eine **heterogene Reaktion** mit unterschiedliche Phasen vor!

Homogene Reaktionen laufen jedoch in einer Phase ab. (Beispiel?)

Bei homogenen Reaktionen steht die Teilchenzahl in direktem Zusammenhang mit der Konzentration:

Konzentration: $C = \frac{n}{V}$

Für die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit gilt hier also:

$$V = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Definition

Reaktionsgeschwindigkeit = Quotient aus der Konzentration eines Reaktionsteilnehmers und dem entsprechenden Zeitabschnitt.

Man kann sie erfassen als **Zunahme der Konzentration der Produkte**, dann hat sie ein positives Vorzeichen, oder als **Abnahme der Konzentration der Edukte**, dann hat sie ein negatives Vorzeichen.

Momentane Reaktionsgeschwindigkeit:

Die in einem genügend kleinen Zeitraum gemessene mittlere Reaktionsgeschwindigkeit nennt man momentane Reaktionsgeschwindigkeit. Geschwindigkeit zu **genau einem Zeitpunkt**.

$$\lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

17.9.1 Zusammenfassung

- Bei Reaktionen reagieren immer Edukte zu Produkten.
- Die Reaktionsgeschwindigkeit misst man also durch die Entstehung der Produkte oder das „Verschwinden“ der Edukte.
- Misst man das Verschwinden der Edukte, so erhält die Reaktionsgeschwindigkeit definitionsgemäß ein negatives Vorzeichen.
- Von Interesse ist für Chemiker besonders die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit: $v_v = \Delta V / \Delta t$
- Messen lässt sich praktischerweise das Entstehen oder Verschwinden eines Volumens (bei Gasreaktionen) oder die Zunahme oder Abnahme der Stoffmenge (n) eines Teilchens, da die Stoffmenge zum Volumen in direkt proportionaler Beziehung steht: $n = V_0 / V_m$ ($V_m = 22,4 \text{ l/mol}$)
- Für solche Reaktionen ist die Reaktionsgeschwindigkeit: $v_n = \Delta n / \Delta t$
- Als dritte Methode kann die Reaktionsgeschwindigkeit durch die Änderung von Stoffmengenkonzentration (c) gemessen werden (leicht in wässrigen Systemen durch z.B. passende Ionennachweise). Bei solchen Reaktionen ist die Konzentration der Stoffmenge direkt proportional: $c = n/V_{(Lsg.)}$, wobei $V_{(Lsg.)}$ als konstant angenommen werden kann. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist also $v_c = \Delta c / \Delta t$.

Aufgaben

1. Nenne Möglichkeiten Reaktionsgeschwindigkeiten zu messen.
2. Wovon hängt die Reaktionsgeschwindigkeit ab.
3. Eine Zinkgranalie und die gleiche Masse an Zinkpulver reagieren (Salzsäure)
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf
 - b) Was für ein Reaktionstyp liegt vor?
 - c) Wie unterscheiden sich die Reaktionsgeschwindigkeiten
4. Erkläre den Zusammenhang zwischen Oberfläche (Verteilungsgrad) und der Reaktionsgeschwindigkeit.
5. Magnesium reagiert mit Salzsäure. Nach 1 min. misst man ein Wasserstoffvolumen von 30 mL.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und benenne alle Stoffe
 - b) Bestimme die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit v_r in mol/s
6. Salzsäure reagiert auch mit Calciumcarbonat. Es bildet sich wiederum ein Gas. Nach 2min. wird eine Massenabnahme von 0,960 g gemessen. Berechne die mittlere Änderung der Stoffmenge des Kohlenstoffdioxids. $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$
7. Die Wasserstoffperoxidkonzentration einer wässrigen Wasserstoffperoxidlösung nimmt bei der folgenden Reaktion ab:

$$2 \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
 Es liegen folgende Konzentrationen vor:

$$c_0 (\text{H}_2\text{O}_2) = 0,98 \text{ mol/l}$$

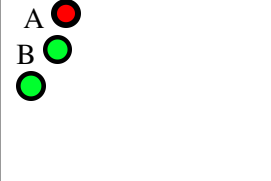
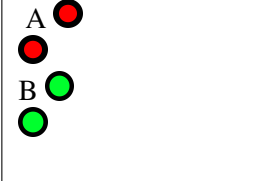
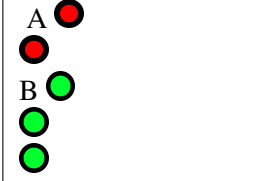
$$c_1 (\text{H}_2\text{O}_2) = 0,74 \text{ mol/l}$$
 Berechnen Sie den zugehörigen Zeitabschnitt, wenn die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit $v_r = -7,48 \text{ mol/l}\cdot\text{s}$ im betrachteten Zeitabschnitt ist.

17.10 Erklärung für die Konzentrationsabhängigkeit chemischer Reaktionen

17.10.1 Voraussetzungen für das Zustandekommen einer Reaktion - die Stoßtheorie

Damit Teilchen miteinander reagieren können, müssen diese

- zusammenstoßen
- eine genügend hohe Geschwindigkeit haben, um sich auch zu treffen (sie müssen also genug kinetische Energie haben)
- die richtige räumliche Orientierung haben

			
Teilchenzahl	A: 1 B: 2	A: 2 B: 2	A: 2 B: 3
erfolgsver-sprechende Zusammenstoß-möglichkeiten	$1 \cdot 2 = 2$	$2 \cdot 2 = 4$	$2 \cdot 3 = 6$

Definition

Das Aufeinandertreffen von miteinander reagierenden Teilchen ist bei geringer konzentrierten Lösungen unwahrscheinlicher ☹ die Reaktionsgeschwindigkeit ist geringer

Beispiel

$A + B \longrightarrow C$ (geschwindigkeitsbestimmender Schritt einer Reaktion)

Ist das Zusammentreffen beider Reaktionspartner wichtig, so ergibt sich:

$$v = k \cdot c(A) \cdot c(B) \text{ bimolekulare Reaktion}$$

Erhöht man jetzt die Konzentration, also die Dichte der Teilchen, so erhöht sich auch die Reaktionsgeschwindigkeit.

Definition

Bei bimolekularen Reaktionen ist die Reaktionsgeschwindigkeit proportional zum Produkt der Konzentration der beiden Edukte.

Herleitung über die Stoßzahl s:

$$s \sim N(A) \cdot N(B) \text{ mit } N = n \cdot N_A$$

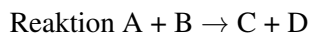
$$\rightarrow s \sim n(A) \cdot N_A \cdot n(B) \cdot N_A \text{ mit } c = n/V \Leftrightarrow n = cV$$

$$\rightarrow s \sim c(A) \cdot V \cdot N_A \cdot c(B) \cdot V \cdot N_A \text{ mit } V, N_A = \text{konst}$$

$$\rightarrow s \sim c(A) \cdot c(B)$$

$$\rightarrow v \sim c(A) \cdot c(B)$$

$$\rightarrow v = k \cdot c(A) \cdot c(B)$$

Weitergehendes Beispiel:

AABB: 4 Möglichkeiten für Zusammenstöße

AAAABB: 8 Möglichkeiten für Zusammenstöße

AAAABBBB: 16 Möglichkeiten für Zusammenstöße

Definition

Bei großen Konzentrationen sind viele Moleküle im Reaktionsgefäß vorhanden. Die Wahrscheinlichkeit für einen Zusammenstoß, bei dem die Moleküle zum Reaktionsprodukt reagieren, ist folglich sehr hoch -> die Reaktion läuft schnell ab.

Die Zahl der Zusammenstöße pro Zeiteinheit (also auch die Geschwindigkeit der Reaktion) ist umso größer, je mehr Teilchen in der Volumeneinheit vorhanden sind (=Konzentration).

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist damit proportional dem Produkt der Konzentrationen der Stoffe A und B.

$$v = k \cdot c(A) \cdot c(B)$$

k = Geschwindigkeitskonstante

1. charakteristisch für eine Reaktion
2. abhängig von der Temperatur)

Definition

Die Geschwindigkeitskonstante k ist ein Maß für die Zahl der erfolgreichen Zusammenstöße.

Zusatzinformationen

w:Stoßtheorie¹⁰

17.11 Kinetik

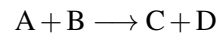
Die Reaktionsgeschwindigkeit ist abhängig von:

- den chemischen Eigenschaften der Reaktionspartner
- dem Verteilungsgrad (bzw. Oberfläche) und der Durchmischung der Reaktionspartner
- der Konzentration

17.11.1 Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration

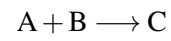
1. bimolekulare Reaktion:

¹⁰ <http://de.wikipedia.org/wiki/Sto%DFtheorie>



$$v = k \cdot c(A) \cdot c(B)$$

2. monomolekulare Reaktion:



$$v = k \cdot c(A)$$

3. bimolekulare Reaktionen mit Gasen (ausgedrückt über Partialdruck p)

$$v = k \cdot p(A) \cdot p(B) \text{ da } p \sim c$$

18 Reaktionskinetik

18.1 Nachweis von Ionen

Praktikum Anorganische Chemie¹ Ionen sind für den Menschen in der Regel unsichtbar. Um sie nachzuweisen muss man sie zu einer „sichtbaren“ Form reagieren lassen (z.B. schwerlösliche Salze, farbige Verbindungen oder Gase).

18.1.1 Nachweis durch Fällungsreaktionen oder Farbreaktionen

V: Kippe die folgenden Lösungen zusammen und untersuche das Ergebnis

B: In einigen Fällen kommt es zu einer Trübung

¹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Praktikum%20Anorganische%20Chemie>

	KCl	K ₂ SO ₄	AgNO ₃	CuSO ₄	BaCl ₂	K ₂ CrO ₄	KNO ₃
KCl	x	-	AgCl ↓	-	-	-	-
K ₂ SO ₄		x		-	BaSO ₄ ↓	-	-
AgNO ₃			x	-	AgCl ↓	Ag ₂ (CrO ₄) ↓	-
CuSO ₄				x	BaSO ₄ ↓	Cu(CrO ₄) ↓	-
BaCl ₂					x	Ba(CrO ₄) ↓ (gelb)	-
K ₂ CrO ₄						x	-
KNO ₃							x

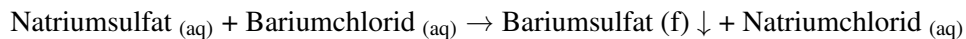
S: Immer wenn ein Feststoff entstanden ist, lag eine Fällungsreaktion vor. gelöste Ionen haben sich in der Lösung „gefunden“ und ein schwerlösliches Salz gebildet.

Am ehesten kann man Fällungen mit einer Analogie erklären:

Die 10. Klasse fährt im engen Bus ins Schwimmbad. Im Bus sind alle eng zusammen (=Feststoff), im Wasser bewegen sich die Schüler dann wild hin und her. Treffen aber zwei „Verliebte“ aufeinander, so lassen sie sich nicht mehr los und sind (fast) untrennbar miteinander verbunden... ;-)

18.1.2 Wie entsteht ein schwerlösliches Salz?

In ein Becherglas werden die festen Salze Natriumsulfat $\text{Na}_2^+ \text{SO}_4^{2-}$ und Bariumchlorid $\text{Ba}^{2+} \text{Cl}_2^-$ gegeben. Beide Salze lösen sich auf und zerfallen in ihre nun frei beweglichen Ionen.



Definition

Salze lösen sich meist gut in Wasser. Treffen aber zwei Ionen zusammen, deren Kombination ein schwer lösliches Salz ergibt, so fällt dieses auch sofort als Feststoff aus (erkennbar am Niederschlag → Trübung). Man nennt dies eine Fällungsreaktion.

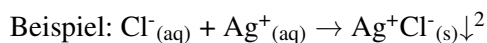
In Reaktionsgleichungen wird das Ausfallen eines Stoffes mit einem \downarrow oder einem (s) für solid hinter der Summenformel des Stoffs gekennzeichnet.

Fällungsreaktionen sind als Nachweis für Ionen geeignet. Durch das Verwenden von spezifischen Fällungsreaktionen ist es möglich, einzelne Bestandteile einer Lösung zu identifizieren, also nachzuweisen. Dies ist sehr wichtig zum Nachweis von geringen Ionen Konzentrationen bei chemischen Analysen (Trinkwasseruntersuchung oder Lebensmitteluntersuchung). Fällungsreaktionen können auch zum Ausfällen von störenden Ionen verwendet werden, z.B. bei der Reinigung von Klärwasser in der chemischen Stufe der Kläranlage verwendet werden.

18.2 Übersicht über verschiedene Ionennachweise

18.2.1 Nachweis von Cl--Ionen

Nachweis durch: Zugabe von Ag^+ - Ionen Lösung (z.B. AgNO_3)



Nachweis → weißer Niederschlag

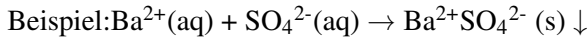
18.2.2 Nachweis von Ag+-Ionen

Zum Nachweis von Silberionen verfährt man entsprechend umgekehrt

² Beachte, dass E^0 Konzentrationsabhängig ist

18.2.3 Nachweis von SO₄²⁻-Ionen

Nachweis durch: Zugabe von Ba²⁺ Ionenlösung



Nachweis → weißer Niederschlag

18.2.4 Nachweis von Ba²⁺-Ionen

Zum Nachweis von Bariumionen verfährt man entsprechend umgekehrt

18.2.5 Nachweis von Fe³⁺-Ionen

Nachweis durch: Zugabe von Cyanatlösung (z.B: Kaliumthiocyanatlösung)



Nachweis → Keine Fällungsreaktion! → tiefrot

18.2.6 Nachweis von Cu²⁺-Ionen

Nachweis durch: Zugabe von Ammoniak oder Ammoniakwasser

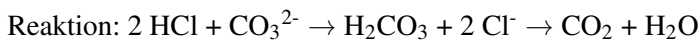


Nachweis → tiefblaue Farbe (=Kupfertetraminkomplex)

Keine Fällungsreaktion! Komplexreaktion!

18.2.7 Nachweis von CO₃²⁻-Ionen

Nachweis durch: bei Säurezugabe entsteht Kohlenstoffdioxid, welches als Gas oft am Zischen erkennbar ist.



Nachweis → Die Lösung schäumt stark auf. (CO₂-Bildung)

Keine Fällungsreaktion!

18.3 Tabellarische Übersicht über wichtige Nachweisreaktionen

Nachzuweisender Stoff	mögl. Nachweissubstanz	Nachweis durch Bildung von:	
Ag ⁺	NaCl, KCl	AgCl	weißer NS
Ba ²⁺	K ₂ SO ₄	BaSO ₄	weißer NS

Nachzuweisender Stoff	mögl. Nachweissubstanz	Nachweis durch Bildung von:	
Cu^{2+}	K_2CrO_4	CuCrO_4	grüner NS
Cu^{2+}	NH_3	$\text{Cu}[\text{NH}_3]_4$	tiefblaue Farbe
Fe^{3+}	KSCN	FeSCN_3	tiefrote Farbe
CO_3^{2-}	HCl	CO_2	aufschäumen
Cl^-	AgNO_3	AgCl	weißer NS
SO_4^{2-}	BaCl_2	BaSO_4	weißer NS
CrO_4^{2-}	BaCl_2	BaCrO_4	gelber NS
H_2	O_2 (Knallgasprobe)	H_2O	Knall
O_2	C (Glimmspanprobe)		Glimmen
CO_2	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ (Kalkwasser)	CaCO_3	weißer NS

18.4 Weitere Nachweise

Analysemethoden zum Nachweis von Ionen und Molekülen (z.B. Photometrie)

Zusatzinformationen

- w:Fotometrie³
- w:Fotometer⁴

³ <http://de.wikipedia.org/wiki/Fotometrie>

⁴ <http://de.wikipedia.org/wiki/Fotometer>

19 Löslichkeit von Salzen und das Löslichkeitsprodukt

19.1 Das Löslichkeitsprodukt

Viele Stoffe, wie z.B. die Mehrheit der Salze löst sich in Wasser (mehr oder weniger gut¹). Nimmt man aber eine zu große Menge, löst sich nicht das ganze Salz auf, sondern es bleibt ein Bodenkörper zurück. Bei schwerlöslichen Salzen kann man diesen oft schon bei geringen Mengen des zugegebenen Salzes erkennen. Eine solche Lösung, bezeichnet man als gesättigt.

Zwischen einem solchen Bodenkörper und der darüber befindlichen Lösung liegt ebenfalls ein Gleichgewicht vor. Es handelt sich um den permanenten Übergang von Ionen aus dem festen Salzkristall in ihre hydratisierte (also gelöste) Form und umgekehrt.

Am Beispiel des schwerlöslichen Salzes Silberchlorid wollen wir mal genauer hinschauen

Heterogenes Gleichgewicht der zwei Phasen

Bodenkörper / Lösung

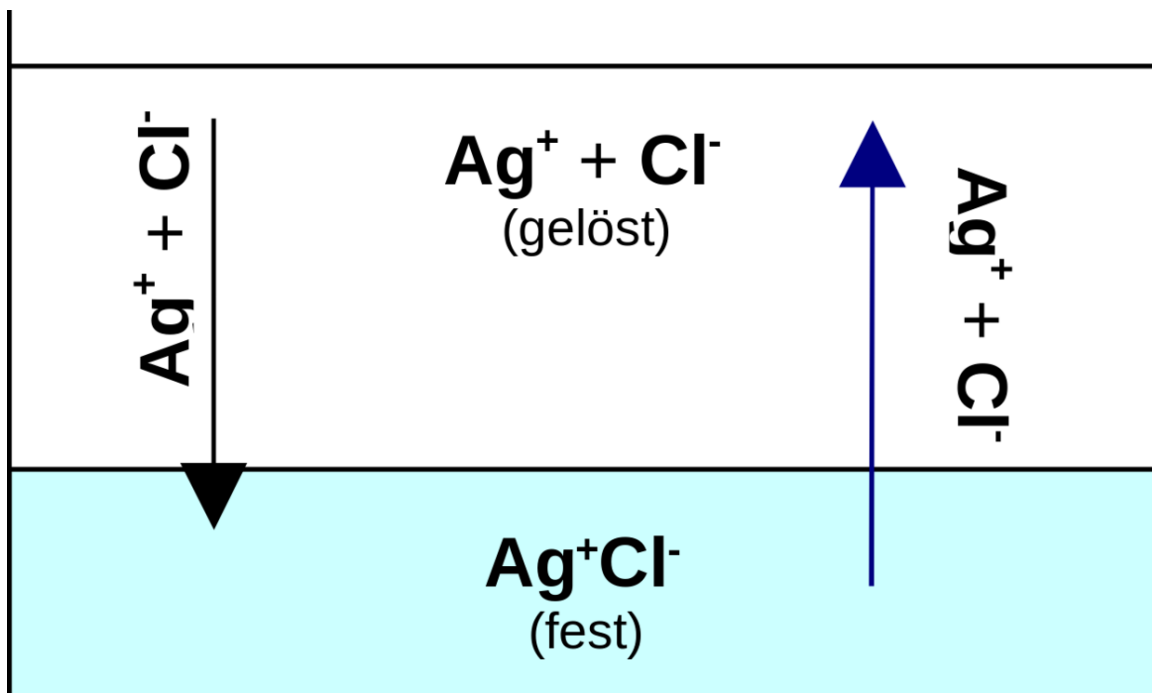
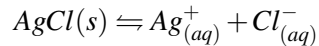


Abb. 190 miniatur

¹ Beachte, dass E^0 Konzentrationsabhängig ist



Da sich die Konzentration des Bodenkörpers in einem enormen Überschuss befindet und obendrein konstant ist, kann sie mit der Konstanten des MWG verrechnet werden:

$$K_c = \frac{[\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}]}{[\text{AgCl}]}$$

$K_c \cdot [\text{AgCl}] = [\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}] = \mathbf{L} = \mathbf{\text{Löslichkeitsprodukt}}$ (=maximale Ionenkonzentration)

Definition

Das Produkt der Ionenkonzentrationen einer gesättigten Salzlösung nennt man Löslichkeitsprodukt. Es gibt an, wie viel Salz, bei einer bestimmten Temperatur maximal gelöst sein kann. Dabei gilt, je kleiner das Löslichkeitsprodukt ist, desto schwerer löst sich ein Salz auf.

Nützliche Aussagen des Löslichkeitproduktes:

Man kann nun berechnen, wie viel Salz sich jeweils in einer Lösung löst, so dass kein Bodenkörper entsteht, bzw. genau berechnen, wie viel Salz zugegeben werden muss, damit sich ein Bodenkörper bildet:

Definition

Bei Lösungsvorgängen fällt immer dann ein Feststoff aus, wenn das Produkt der gelösten Ionenkonzentrationen größerer als das Löslichkeitsprodukt wird.

19.2 Löslichkeit und Temperatur

Definition

Erhitzen führt zu einer schnelleren Einstellung des GGW, aber auch zu einer Verschiebung und zu einer Änderung der Gleichgewichtskonstanten.

Ein Katalysator beschleunigt die Reaktion ohne Veränderung der Gleichgewichtskonstanten.

19.3 Aufgaben zum Löslichkeitsprodukt

19.3.1 Silberchlorid

Silberchlorid gilt als schwerlösliches Salz, es ist allerdings nicht völlig unlöslich. Ein geringer Anteil löst sich immer. Bei 25°C lösen sich beispielsweise 0,0019g AgCl in einem Liter Wasser.

- a) Bestimme die Stoffmenge und die Konzentration der Lösung.
- b) Bestimme das Löslichkeitsprodukt.

Notwendige Formeln

$$\text{Stoffmenge}(n) = \frac{\text{Masse}(m)[\text{g}]}{\text{molare Masse}(M)[\text{g}/\text{Mol}]}$$

$$\text{Konzentration}(c) = \frac{\text{Stoffmenge}(n)[\text{Mol}]}{\text{Volumen}(V)[\text{L}]}$$

Lösungsweg

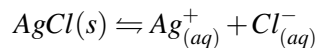
Ziel: Einsetzen der Silberionen- und der Chloridionenkonzentration in das Löslichkeitsprodukt und so L ausrechnen.

1. Schritt: Um die Konzentrationen zu berechnen, die ja zum Einsetzen in das Löslichkeitsprodukt notwendig sind, benötigt man die Stoffmenge der Silberionen und der Chloridionen. An diese gelangt man durch die Stoffmenge an AgCl:

$M(\text{AgCl}) \leftarrow$ aus dem PSE ablesen: $M_{(\text{Ag})} = 107,9 \text{ g/mol} + M_{(\text{Cl})} = 35,5 \text{ g/mol} = M_{(\text{AgCl})} = \mathbf{143,4 \text{ g/mol}}$

$$n(\text{AgCl}) = \frac{m(\text{AgCl})}{M(\text{AgCl})} = \frac{0,0019 \text{ g}}{143,4 \text{ g/Mol}} = 1,32 \cdot 10^{-5} \text{ Mol}$$

2. Schritt: Aus der Reaktionsgleichung folgt das Verhältnis der Ionen zum Feststoff:



Würden sich also z.B. 1 mol AgCl auflösen, so würden jeweils 1 mol Ag^{+} und 1 mol Cl^{-} bilden. Da nun in unserem Beispiel $1,32 \cdot 10^{-5}$ mol AgCl aufgelöst werden, liegen auch $1,32 \cdot 10^{-5}$ mol Ag^{+} und $1,32 \cdot 10^{-5}$ mol Cl^{-} vor.

3. Schritt - Berechnen der Konzentrationen:

Da die Aufgabe von einem Liter ausgeht, ist die Stoffmenge gleich der Konzentration:

$$c(\text{Ag}^{+}) = c(\text{Cl}^{-}) = \frac{n(\text{Ag})}{V(\text{Ag})} = \frac{1,32 \cdot 10^{-5} \text{ Mol}}{1 \text{ L}} = 1,32 \cdot 10^{-5} \text{ Mol/L}$$

4. Schritt: Einsetzen in die Formel des Löslichkeitsproduktes

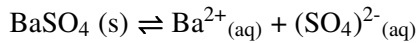
$$[\text{Ag}^{+}] \cdot [\text{Cl}^{-}] = L$$

$$[1,32 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}] \cdot [1,32 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}] = \mathbf{1,74 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2}$$

19.3.2 Bariumsulfat

Bei 25°C sind von einer gesättigten Bariumsulfatlösung $1,04 \cdot 10^{-5}$ mol/l der Ba^{2+} -Ionen gelöst. Berechne das Löslichkeitsprodukt

Lösung



Da die Konzentrationen von Ba^{2+} und SO_4^{2-} im Gleichgewicht ja gleich sind gilt:

$$K_L (\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [(\text{SO}_4)^{2-}]$$

Also wäre K_L ja das Quadrat der Ba^{2+} Konzentration.

$$K = 1,08 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

19.4 Löslichkeitsprodukte

- <http://srdata.nist.gov/solubility/index.aspx>

19.5 Wiederholungsaufgaben

Reaktionskinetik

Geschwindigkeit von Reaktionen

1. Nenne Kennzeichen einer chemischen Reaktionen
2. Erstelle für jeweils frei gewählte Reaktionen ein exothermes und ein endothermes Energiediagramm
3. Was versteht man unter Enthalpie und Entropie?
4. Wie unterscheiden sich Standard- und Normalbedingungen?
5. Was versteht man unter Reaktionsgeschwindigkeit?
6. Welche Faktoren beeinflussen die Reaktionsgeschwindigkeit?
7. Wie unterscheiden sich mittlere und momentane Reaktionsgeschwindigkeit?
8. Erkläre die Faktoren mit einer Modellvorstellung der wirksamen Zusammenstöße.
9. Wie kann man die Reaktionsgeschwindigkeit messen? Nenne verschiedene praktische Möglichkeiten.
10. Eine Zinkgranalie und die gleiche Masse an Zinkpulver reagieren Salzsäure. Stelle die Reaktionsgleichung auf und finde Wege die Reaktionsgeschwindigkeit zu bestimmen.
11. Magnesium reagiert mit Salzsäure. Nach 1min. misst man ein Wasserstoffvolumen von 30ml.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und benenne alle Stoffe
 - b) Bestimme die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit v_r in mol/s
12. Salzsäure reagiert auch mit Calciumcarbonat. Es bildet sich wiederum ein Gas. Nach 2min. wird eine Massenabnahme von 0,960g gemessen. Berechne die mittlere Änderung der Stoffmenge des Kohlenstoffdioxids. $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$
13. Die Wasserstoffperoxidkonzentration einer wässrigen Wasserstoffperoxidlösung nimmt bei der folgenden Reaktion ab: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Es liegen folgende Konzentrationen vor: $c_0 (\text{H}_2\text{O}_2) = 0,98 \text{ mol/l}$ // $c_1 (\text{H}_2\text{O}_2) = 0,74 \text{ mol/l}$ Berechne den zugehörigen Zeitabschnitt, wenn die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit $v_r = - 7,48 \text{ mol/l}\cdot\text{s}$ im betrachteten Zeitabschnitt ist.
14. Welchen Einfluss haben Katalysatoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit?

Analytik und Ionennachweise

1. Was ist eine Fällungsreaktion? Was ist ein schwerlösliches Salz?
2. Welche Eigenschaft eines Salzes macht es schwerlöslich?

- Wie kann man Fällungsreaktionen für analytische Nachweise einsetzen?
- Nenne Nachweise für Chloridionen, Sulfationen, Eisenionen und Kupferionen. Wie funktionieren sie jeweils?
- Nenne mindestens 4 weitere Nachweise.

Das chemische Gleichgewicht

- Erkläre das Eisenthioocyanatgleichgewicht.
- Definiere chemisches Gleichgewicht.
- Warum kann man sagen das chemische Gleichgewichtsreaktionen äußerlich zum Stillstand gekommen sind?
- Warum sind chemische Gleichgewichte dynamisch?
- Nenne das Prinzip von Le Chatellier
- Nenne zu jeder der vier Arten von Gleichgewichtsreaktionen je ein Beispiel: (Lösungsgleichgewicht, Gasgleichgewicht, Säure-Base-Gleichgewicht, Redox-Gleichgewicht).
- Erkläre das Chromat/ Dichromatgleichgewicht genau.
- Erkläre das Stickoxidgleichgewicht genau.
- Das Iodwasserstoffgleichgewicht ist ein gutes Beispiel für Le Chatellier. Wende sein Prinzip auf dieses Gleichgewicht an und erkläre Auswirkungen, wenn man Druck bzw. Temperatur verändert.
- Was ist das MWG? = Wie stellt man es auf und welche Aussage trifft K?
- Erkläre warum Mineralwasser in einer Sprudelflasche nach einiger Zeit kein „Sprudel“ mehr enthält.
- Fasse zusammen: Wie kann man ein Gleichgewicht verschieben?
- Erkläre das Gasgleichgewicht in den Lungenbläschen, welches zwischen Luftsauerstoff und gelöstem Sauerstoff im Blut herrscht.
- Beschreibe die Ammoniaksynthese. Bei welchen Bedingungen findet sie statt? Warum gerade bei diesen Bedingungen?
- Beschreibe das Boudouard-Gleichgewicht.
- Welche Gleichgewichte spielen bei der Produktion von Schwefelsäure ein Rolle?
- Rechne alle Gleichgewichtsaufgaben im Buch
- Welche der folgenden Reaktionen reagiert (und in welcher Weise) auf eine Veränderung des Volumens?

$$\text{C} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}$$

$$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO} + 3\text{H}_2$$

$$\text{CO} + \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{NO}$$

$$\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$$

$$2\text{CH}_4 + \text{O}_2 + 4\text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + 4\text{H}_2 + 4\text{N}_2$$

$$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$$

$$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$$

Löslichkeit von Salzen

- Was versteht man unter einem Löslichkeitsgleichgewicht?
- Wie berechnet man K_L ?
- Begründe, warum die Löslichkeit von Salzen Temperaturabhängig ist
- Nenne die Formel zu Berechnung der Stoffmenge und die Formel zur Berechnung der Konzentration.
- Wie kann man an K_L ablesen, ob ein Salz bei einer bestimmten Konzentration als Feststoff ausfällt?

20 Autoren

Edits	User
1	4tilden ¹
4	A.Burgermeister ²
1	Amue ³
1	Arbol01 ⁴
2	BirgitLachner ⁵
3	Boehm ⁶
17	Cspan64 ⁷
31	Daniel B ⁸
5	Das f ⁹
1	Demoeconomist ¹⁰
2	Derkili ¹¹
1	Dg.de ¹²
71	Dirk Huenniger ¹³
1	Doktor.Schneider ¹⁴
1	Doktorchen ¹⁵
1	Dr. Gert Blazejewski ¹⁶
244	E^(nix) ¹⁷
1	Eilexe ¹⁸
1	Elzecko ¹⁹
6	Enomil ²⁰
3	Fischkopp ²¹

1 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:4tilden>
2 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:A.Burgermeister>
3 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Amue>
4 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Arbol01>
5 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:BirgitLachner>
6 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Boehm>
7 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Cspan64>
8 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Daniel_B
9 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Das_f
10 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Demoeconomist>
11 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Derkili>
12 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Dg.de>
13 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Dirk_Huenniger
14 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Doktor.Schneider>
15 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Doktorchen>
16 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Dr._Gert_Blazejewski
17 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:E%5E%28nix%29>
18 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Eilexe>
19 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Elzecko>
20 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Enomil>
21 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Fischkopp>

- 7 Gulliveig²²
- 48 Hardy42²³
- 1 Henny²⁴
- 23 Heuler06²⁵
- 2 HolgerB²⁶
- 1 IBlue²⁷
- 1 InselFahrer²⁸
- 1 Joschy²⁹
- 20 Juetho³⁰
- 32 Klartext³¹
- 62 Klaus Eifert³²
- 18 Lanzi³³
- 34 Loddar92³⁴
- 2 Lukas Verlage³⁵
- 1 M.steiner³⁶
- 1 Magnus Manske³⁷
- 127 Matthias M.³⁸
- 23 MichaelFrey³⁹
- 6 MichaelFreyTool⁴⁰
- 1 Mjchael⁴¹
- 1 Morlop⁴²
- 3 Nowotoj⁴³
- 3 Ochristi⁴⁴
- 3 Odi⁴⁵
- 5 Philipendula⁴⁶

-
- 22 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Gulliveig>
 - 23 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Hardy42>
 - 24 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Henny>
 - 25 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Heuler06>
 - 26 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:HolgerB>
 - 27 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:IBlue>
 - 28 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:InselFahrer>
 - 29 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Joschy>
 - 30 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Juetho>
 - 31 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Klartext>
 - 32 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Klaus_Eifert
 - 33 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Lanzi>
 - 34 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Loddar92>
 - 35 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Lukas_Verlage
 - 36 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:M.steiner>
 - 37 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Magnus_Manske
 - 38 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Matthias_M.
 - 39 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:MichaelFrey>
 - 40 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:MichaelFreyTool>
 - 41 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Mjchael>
 - 42 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Morlop>
 - 43 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Nowotoj>
 - 44 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Ochristi>
 - 45 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Odi>
 - 46 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Philipendula>

- 1 RevB⁴⁷
- 36 Rudolf73⁴⁸
- 5 Shogun⁴⁹
- 247 Sundance Raphael⁵⁰
- 18 SvonHalenbach⁵¹
- 1 Techni-Tom⁵²
- 68 ThePacker⁵³
- 9 Tigerchip⁵⁴
- 2 Tomke Sonmann⁵⁵
- 7 Wassermann⁵⁶
- 1 Yikrazuul⁵⁷
- 1 Youri76⁵⁸
- 1 ✓⁵⁹

-
- 47 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:RevB>
 - 48 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Rudolf73>
 - 49 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Shogun>
 - 50 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Sundance_Raphael
 - 51 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:SvonHalenbach>
 - 52 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Techni-Tom>
 - 53 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:ThePacker>
 - 54 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Tigerchip>
 - 55 http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Tomke_Sonmann
 - 56 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Wassermann>
 - 57 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Yikrazuul>
 - 58 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:Youri76>
 - 59 <http://de.wikibooks.org/w/index.php?title=Benutzer:%E2%9C%93>

Abbildungsverzeichnis

- GFDL: Gnu Free Documentation License. <http://www.gnu.org/licenses/fdl.html>
- cc-by-sa-3.0: Creative Commons Attribution ShareAlike 3.0 License. <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>
- cc-by-sa-2.5: Creative Commons Attribution ShareAlike 2.5 License. <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5/>
- cc-by-sa-2.0: Creative Commons Attribution ShareAlike 2.0 License. <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.0/>
- cc-by-sa-1.0: Creative Commons Attribution ShareAlike 1.0 License. <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/1.0/>
- cc-by-2.0: Creative Commons Attribution 2.0 License. <http://creativecommons.org/licenses/by/2.0/>
- cc-by-2.0: Creative Commons Attribution 2.0 License. <http://creativecommons.org/licenses/by/2.0/deed.en>
- cc-by-2.5: Creative Commons Attribution 2.5 License. <http://creativecommons.org/licenses/by/2.5/deed.en>
- cc-by-3.0: Creative Commons Attribution 3.0 License. <http://creativecommons.org/licenses/by/3.0/deed.en>
- GPL: GNU General Public License. <http://www.gnu.org/licenses/gpl-2.0.txt>
- LGPL: GNU Lesser General Public License. <http://www.gnu.org/licenses/lgpl.html>
- PD: This image is in the public domain.
- ATTR: The copyright holder of this file allows anyone to use it for any purpose, provided that the copyright holder is properly attributed. Redistribution, derivative work, commercial use, and all other use is permitted.
- EURO: This is the common (reverse) face of a euro coin. The copyright on the design of the common face of the euro coins belongs to the European Commission. Authorised is reproduction in a format without relief (drawings, paintings, films) provided they are not detrimental to the image of the euro.
- LFK: Lizenz Freie Kunst. <http://artlibre.org/licence/lal/de>
- CFR: Copyright free use.

- EPL: Eclipse Public License. <http://www.eclipse.org/org/documents/epl-v10.php>

Copies of the GPL, the LGPL as well as a GFDL are included in chapter Licenses⁶⁰. Please note that images in the public domain do not require attribution. You may click on the image numbers in the following table to open the webpage of the images in your webbrowser.

⁶⁰ Kapitel 21 auf Seite 469

1	Sundance Raphael ⁶¹ 15:03, 28. Nov. 2006 (CET)	PD
2	Sundance Raphael ⁶² 20:13, 28. Nov. 2006 (CET)	PD
3	Sundance Raphael ⁶³ 20:19, 28. Nov. 2006 (CET)	PD
4	Sundance Raphael ⁶⁴ 18:39, 29. Nov. 2006 (CET)	PD
5	Sundance Raphael ⁶⁵ 18:41, 29. Nov. 2006 (CET)	PD
6	Sundance Raphael ⁶⁶ 18:42, 29. Nov. 2006 (CET)	PD
7	Sundance Raphael ⁶⁷ 08:17, 30. Nov. 2006 (CET)	PD
8	H. Hoffmeister	GFDL
9	H. Hoffmeister	GFDL
10	H. Hoffmeister	GFDL
11	H. Hoffmeister	GFDL
12	Sundance Raphael ⁶⁸ 08:25, 30. Nov. 2006 (CET)	PD
13	Sundance Raphael ⁶⁹ 10:47, 3. Dez. 2006 (CET)	PD
14	Sundance Raphael ⁷⁰ 08:31, 30. Nov. 2006 (CET)	PD
15	Sundance Raphael ⁷¹ 11:45, 3. Dez. 2006 (CET)	PD
16	Sundance Raphael ⁷² 11:52, 3. Dez. 2006 (CET)	PD
17	Sundance Raphael ⁷³ 08:33, 30. Nov. 2006 (CET)	PD
18	Sundance Raphael ⁷⁴ 12:01, 3. Dez. 2006 (CET)	PD
19	Sundance Raphael ⁷⁵ 13:24, 3. Dez. 2006 (CET)	PD
20	Sundance Raphael ⁷⁶ 12:02, 3. Dez. 2006 (CET)	PD
21	Sundance Raphael ⁷⁷ 18:31, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
22	Sundance Raphael ⁷⁸ 18:35, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
23	Sundance Raphael ⁷⁹ 18:37, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
24	Sundance Raphael ⁸⁰ 18:40, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
25	Sundance Raphael ⁸¹ 18:43, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
26	Sundance Raphael ⁸² 18:37, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
27	Sundance Raphael ⁸³ 18:47, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
28	Sundance Raphael ⁸⁴ 18:37, 4. Dez. 2006 (CET)	PD

- 61 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 62 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 63 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 64 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 65 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 66 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 67 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 68 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 69 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 70 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 71 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 72 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 73 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 74 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 75 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 76 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 77 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 78 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 79 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 80 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 81 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 82 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 83 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
- 84 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

29	de:Benutzer:MarkusZi ⁸⁵	PD
30		PD
31	Sundance Raphael ⁸⁶ 08:41, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
32	Sundance Raphael ⁸⁷ 08:42, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
33	Sundance Raphael ⁸⁸ 08:43, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
34	Sundance Raphael ⁸⁹ 08:44, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
35	Birgit Lachner ⁹⁰	GFDL
36	Sundance Raphael ⁹¹ 15:56, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
37	Sundance Raphael ⁹² 14:50, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
38	Sundance Raphael ⁹³ 08:13, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
39	Sundance Raphael ⁹⁴ 16:54, 7. Dez. 2006 (CET)	PD
40	Sundance Raphael ⁹⁵ 07:38, 9. Dez. 2006 (CET)	PD
41	Sundance Raphael ⁹⁶ 09:06, 9. Dez. 2006 (CET)	PD
42	Sundance Raphael ⁹⁷ 07:54, 9. Dez. 2006 (CET)	PD
43	Sundance Raphael ⁹⁸ 08:37, 9. Dez. 2006 (CET)	PD
44	Sundance Raphael ⁹⁹ 09:48, 9. Dez. 2006 (CET)	PD
45	Sundance Raphael ¹⁰⁰ 10:49, 9. Dez. 2006 (CET)	PD
46	Sundance Raphael ¹⁰¹ 11:28, 9. Dez. 2006 (CET)	PD
47	Sundance Raphael ¹⁰² 18:47, 4. Dez. 2006 (CET)	PD
48	Sundance Raphael ¹⁰³ 20:44, 13. Dez. 2006 (CET)	PD
49	Sundance Raphael ¹⁰⁴ 07:06, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
50	Sundance Raphael ¹⁰⁵ 07:40, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
51	Sundance Raphael ¹⁰⁶ 08:03, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
52	Sundance Raphael ¹⁰⁷ 08:11, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
53	Sundance Raphael ¹⁰⁸ 08:16, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
54	Sundance Raphael ¹⁰⁹ 10:47, 3. Dez. 2006 (CET)	PD

85 <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Ade%3ABenutzer%3AMarkusZi>

86 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

87 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

88 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

89 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

90 <http://de.wikipedia.org/wiki/Benutzer%3ABirgitLachner>

91 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

92 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

93 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

94 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

95 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

96 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

97 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

98 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

99 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

100 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

101 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

102 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

103 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

104 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

105 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

106 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

107 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

108 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

109 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

55	Sundance Raphael ¹¹⁰ 15:09, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
56	Sundance Raphael ¹¹¹ 15:10, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
57	Sundance Raphael ¹¹² 15:43, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
58	Sundance Raphael ¹¹³ 15:44, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
59	Sundance Raphael ¹¹⁴ 16:37, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
60	Sundance Raphael ¹¹⁵ 16:51, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
61	Sundance Raphael ¹¹⁶ 16:11, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
62	Sundance Raphael ¹¹⁷ 16:41, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
63	Sundance Raphael ¹¹⁸ 08:40, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
64	Sundance Raphael ¹¹⁹ 17:12, 14. Dez. 2006 (CET)	PD
65	Sundance Raphael ¹²⁰ 15:22, 19. Dez. 2006 (CET). Original uploader was Sundance Raphael ¹²¹ at de.wikibooks ¹²²	PD
66	Sundance Raphael ¹²³ 15:24, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
67	Sundance Raphael ¹²⁴ 16:29, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
68	Sundance Raphael ¹²⁵ 15:41, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
69	Sundance Raphael ¹²⁶ 15:33, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
70	Sundance Raphael ¹²⁷ 15:35, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
71	Sundance Raphael ¹²⁸ 15:36, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
72	Sundance Raphael ¹²⁹ 15:37, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
73	Sundance Raphael ¹³⁰ 15:46, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
74	Sundance Raphael ¹³¹ 15:38, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
75	Sundance Raphael ¹³² 15:39, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
76	Sundance Raphael ¹³³ 15:30, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
77	Sundance Raphael ¹³⁴ 15:47, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
78	Sundance Raphael ¹³⁵ 15:47, 19. Dez. 2006 (CET)	PD

110 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

111 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

112 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

113 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

114 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

115 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

116 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

117 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

118 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

119 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

120 <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Awikibooks%3Ade%3ABenutzer%3ASundance%20Raphael>

121 <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Awikibooks%3Ade%3AUser%3ASundance%20Raphael>

122 <http://de.wikibooks.org>

123 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

124 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

125 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

126 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

127 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

128 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

129 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

130 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

131 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

132 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

133 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

134 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

135 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

79	Sundance Raphael ¹³⁶ 15:48, 19. Dez. 2006 (CET)	PD
80	Sundance Raphael ¹³⁷ 11:52, 17. Dez. 2006 (CET)	PD
81	Sundance Raphael ¹³⁸ 20:49, 16. Dez. 2006 (CET)	PD
82	Sundance Raphael ¹³⁹ 20:56, 20 December 2006 (UTC)	PD
83	Sundance Raphael ¹⁴⁰ 21:03, 20 December 2006 (UTC)	PD
84	Sundance Raphael ¹⁴¹ 12:35, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
85	Sundance Raphael ¹⁴² 12:54, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
86	Sundance Raphael ¹⁴³ 12:56, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
87	Sundance Raphael ¹⁴⁴ 13:02, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
88	Sundance Raphael ¹⁴⁵ 13:03, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
89	Sundance Raphael ¹⁴⁶ 13:04, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
90	Sundance Raphael ¹⁴⁷ 13:05, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
91	Sundance Raphael ¹⁴⁸ 13:11, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
92	Sundance Raphael ¹⁴⁹ 15:45, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
93	Sundance Raphael ¹⁵⁰ 15:47, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
94	Sundance Raphael ¹⁵¹ 15:48, 26. Nov. 2006 (CET)	PD
95	Sundance Raphael ¹⁵² 14:02, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
96	Sundance Raphael ¹⁵³ 08:43, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
97	Sundance Raphael ¹⁵⁴ 15:14, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
98	Sundance Raphael ¹⁵⁵ 08:43, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
99	user "everyone's idle" on Flickr (no real name given)	cc-by-sa-2.0
100	Sundance Raphael ¹⁵⁶ 10:50, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
101	Andreas Schmidt ¹⁵⁷	GFDL
102	Sundance Raphael ¹⁵⁸ 18:10, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
103	Sundance Raphael ¹⁵⁹ 16:24, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
104	Sundance Raphael ¹⁶⁰ 17:17, 25. Nov. 2006 (CET)	PD

¹³⁶ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹³⁷ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹³⁸ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹³⁹ <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>

¹⁴⁰ <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>

¹⁴¹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴² <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴³ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴⁴ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴⁵ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴⁶ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴⁷ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴⁸ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁴⁹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵⁰ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵¹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵² <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵³ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵⁴ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵⁵ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵⁶ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵⁷ <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Ade%3AUser%3AAndreasPSchmidt>

¹⁵⁸ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁵⁹ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

¹⁶⁰ <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

105	Sundance Raphael ¹⁶¹	08:56, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
106	Sundance Raphael ¹⁶²	10:08, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
107	Sundance Raphael ¹⁶³	09:03, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
108	Sundance Raphael ¹⁶⁴	09:08, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
109	Sundance Raphael ¹⁶⁵	09:17, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
110	Sundance Raphael ¹⁶⁶	09:21, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
111	Sundance Raphael ¹⁶⁷	10:07, 25. Nov. 2006 (CET)	PD
112	Sundance Raphael ¹⁶⁸	14:12, 19. Nov. 2006 (CET)	PD
113	Sundance Raphael ¹⁶⁹	20:47, 22. Nov. 2006 (CET)	PD
114	Sundance Raphael ¹⁷⁰	22:56, 22. Nov. 2006 (CET)	PD
115	Sundance Raphael ¹⁷¹	06:30, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
116	Sundance Raphael ¹⁷²	20:49, 22. Nov. 2006 (CET)	PD
117	Sundance Raphael ¹⁷³	20:50, 22. Nov. 2006 (CET)	PD
118	Sundance Raphael ¹⁷⁴	06:45, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
119	Sundance Raphael ¹⁷⁵	07:14, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
120	Sundance Raphael ¹⁷⁶	21:25, 22. Nov. 2006 (CET)	PD
121	Sundance Raphael ¹⁷⁷	07:43, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
122	Sundance Raphael ¹⁷⁸	07:59, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
123	Sundance Raphael ¹⁷⁹	08:23, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
124	Sundance Raphael ¹⁸⁰	08:14, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
125	Sundance Raphael ¹⁸¹	14:55, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
126	Sundance Raphael ¹⁸²	22:49, 25 December 2006 (UTC)	PD
127	Sundance Raphael ¹⁸³	14:39, 24. Nov. 2006 (CET)	PD
128	Sundance Raphael ¹⁸⁴	22:49, 25 December 2006 (UTC)	PD
129	Sundance Raphael ¹⁸⁵	21:43, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
130	Sundance Raphael ¹⁸⁶	22:00, 24. Nov. 2006 (CET)	PD

- 161 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
162 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
163 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
164 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
165 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
166 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
167 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
168 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
169 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
170 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
171 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
172 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
173 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
174 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
175 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
176 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
177 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
178 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
179 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
180 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
181 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
182 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
183 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
184 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
185 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
186 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>

131	Sundance Raphael ¹⁸⁷ 19:22, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
132	Sundance Raphael ¹⁸⁸ 18:35, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
133	Sundance Raphael ¹⁸⁹ 16:43, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
134	Sundance Raphael ¹⁹⁰ 22:22, 22. Nov. 2006 (CET)	PD
135	Sundance Raphael ¹⁹¹ 20:52, 22. Nov. 2006 (CET)	PD
136	Sundance Raphael ¹⁹² 21:10, 23. Nov. 2006 (CET)	PD
137	Sundance Raphael ¹⁹³ 12:29, 19. Nov. 2006 (CET)	PD
138	Sundance Raphael ¹⁹⁴ 12:54, 19. Nov. 2006 (CET)	PD
139	Sundance Raphael ¹⁹⁵ 15:22, 26 December 2006 (UTC)	PD
140	Sundance Raphael ¹⁹⁶ 15:08, 26 December 2006 (UTC)	PD
141	Sundance Raphael ¹⁹⁷ 15:08, 26 December 2006 (UTC)	PD
142	Sundance Raphael ¹⁹⁸ 15:07, 26 December 2006 (UTC)	PD
143	Sundance Raphael ¹⁹⁹ 15:05, 26 December 2006 (UTC)	PD
144	NEUROtiker ²⁰⁰	PD
145	Sansculotte ²⁰¹	cc-by-sa-1.0
146	Sundance Raphael ²⁰² 15:03, 26 December 2006 (UTC)	PD
147	Yikrazuul ²⁰³	PD
148	Sundance Raphael ²⁰⁴ 15:54, 15. Nov. 2006 (CET)	PD
149	Sundance Raphael ²⁰⁵	PD
150	Sundance Raphael ²⁰⁶ 07:57, 12 November 2006 (UTC)	PD
151	Sundance Raphael ²⁰⁷ 08:24, 12 November 2006 (UTC)	PD
152	Sundance Raphael ²⁰⁸ 18:44, 26 December 2006 (UTC)	PD
153	Birgit Lachner ²⁰⁹	GFDL
154	Sundance Raphael ²¹⁰ 16:39, 15. Nov. 2006 (CET)	PD
155	Sundance Raphael ²¹¹ 16:47, 14. Nov. 2006 (CET)	PD
156	Sundance Raphael ²¹² 14:02, 14 November 2006 (UTC)	PD

- 187 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
188 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
189 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
190 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
191 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
192 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
193 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
194 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
195 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
196 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
197 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
198 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
199 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
200 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ANEUROtiker>
201 <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Ade%3ABenutzer%3ASansculotte>
202 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
203 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3AYikrazuul>
204 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
205 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
206 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
207 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
208 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>
209 <http://de.wikipedia.org/wiki/Benutzer%3ABirgitLachner>
210 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
211 <http://de.wikibooks.org/wiki/Benutzer%3ASundance%20Raphael>
212 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ASundance%20Raphael>

157	Original uploader was Karbrüggen ²¹³ at de.wikipedia ²¹⁴	PD
158	H. Hoffmeister	GFDL
159	Niko Lang ²¹⁵	cc-by-sa-2.5
160	H. Hoffmeister	GFDL
161	H. Hoffmeister	GFDL
162	H. Hoffmeister - Lanzi (selbst erstellt)	GFDL
163	H. Hoffmeister	GFDL
164	H. Hoffmeister	GFDL
165	H. Hoffmeister	GFDL
166	H. Hoffmeister	GFDL
167	H. Hoffmeister	GFDL
168	H. Hoffmeister	GFDL
169	H. Hoffmeister	GFDL
170	H. Hoffmeister	GFDL
171	H. Hoffmeister	GFDL
172	H. Hoffmeister	GFDL
173	H. Hoffmeister	GFDL
174	Original uploader was Pdbailey ²¹⁶ at en.wikipedia ²¹⁷ Later versions were uploaded by Cryptic C62 ²¹⁸ at en.wikipedia ²¹⁹ .	PD
175	H. Hoffmeister	GFDL
176	H. Hoffmeister	GFDL
177	H. Hoffmeister	GFDL
178	user:Fibonacci ²²⁰	PD
179	.	PD
180	.	PD
181	user:Fibonacci ²²¹	PD
182	user:Fibonacci ²²²	PD
183	.	PD
184	.	PD
185	user:Fibonacci ²²³	PD
186	user:Fibonacci ²²⁴	PD
187	.	PD
188	.	PD
189	.	PD
190	H. Hoffmeister	GFDL

213 <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Ade%3AUser%3AKarbr%FCggen>

214 <http://de.wikipedia.org>

215 <http://de.wikibooks.org/wiki/User%3ANikolang>

216 <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Aen%3AUser%3APdbailey>

217 <http://en.wikipedia.org>

218 <http://de.wikibooks.org/wiki/%3Aen%3AUser%3ACryptic%20C62>

219 <http://en.wikipedia.org>

220 <http://de.wikibooks.org/wiki/user%3AFibonacci>

221 <http://de.wikibooks.org/wiki/user%3AFibonacci>

222 <http://de.wikibooks.org/wiki/user%3AFibonacci>

223 <http://de.wikibooks.org/wiki/user%3AFibonacci>

224 <http://de.wikibooks.org/wiki/user%3AFibonacci>

The “Corresponding Application Code” for a Combined Work means the object code and/or source code for the Application, including any data and utility programs needed for reproducing the Combined Work from the Application, but excluding the System Libraries of the Combined Work. 1. Exception to Section 3 of the GNU GPL.

You may convey a covered work under sections 3 and 4 of this License without being bound by section 3 of the GNU GPL. 2. Conveying Modified Versions.

If you modify a copy of the Library, and, in your modifications, a facility refers to a function or data to be supplied by an Application that uses the facility (other than as an argument passed when the facility is invoked), then you may convey a copy of the modified version:

* a) under this License, provided that you make a good faith effort to ensure that, in the event an Application does not supply the function or data, the facility still operates, and performs whatever part of its purpose remains meaningful, or * b) under the GNU GPL, with none of the additional permissions of this License applicable to that copy.

3. Object Code Incorporating Material from Library Header Files.

The object code form of an Application may incorporate material from a header file that is part of the Library. You may convey such object code under

terms of your choice, provided that, if the incorporated material is not limited to numerical parameters, data structure layouts and accessors, or small macros, inline functions and templates (ten or fewer lines in length), you do both of the following:

* a) Give prominent notice with each copy of the object code that the Library is used in it and that the Library and its use are covered by this License. * b) Accompany the object code with a copy of the GNU GPL and this license document.

4. Combined Works.

You may convey a Combined Work under terms of your choice that, taken together, effectively do not restrict modification of the portions of the Library contained in the Combined Work, and reverse engineering for debugging such modifications, if you also do each of the following:

* a) Give prominent notice with each copy of the Combined Work that the Library is used in it and that the Library and its use are covered by this License. * b) Accompany the Combined Work with a copy of the GNU GPL and this license document. * c) For a Combined Work that displays copyright notices during execution, include the copyright notice for the Library among these notices, as well as a reference directing the user to the copies of the GNU GPL and this license document. * d) Do one of the following: o 0) Convey the Minimal Corresponding Source under the terms of this License, and the Corresponding Application Code in a form suitable for, and

under terms that permit, the user to recombine or relink the Application with a modified version of the Linked Version to produce a modified Combined Work, in the manner specified by section 6 of the GNU GPL for conveying Corresponding Source. o 1) Use a suitable shared library mechanism for linking with the Library. A suitable mechanism is one that (a) uses at run time a copy of the Library already present on the user's computer system, and (b) will operate properly with a modified version of the Library that is interface-compatible with the Linked Version. * e) Provide Installation Information, but only if you would otherwise be required to provide such information under section 6 of the GNU GPL, and only to the extent that such information is necessary to install and execute a modified version of the Combined Work produced by recombining or relinking the Application with a modified version of the Linked Version. (If you use option 4d0, the Installation Information must accompany the Minimal Corresponding Source and Corresponding Application Code. If you use option 4d1, you must provide the Installation Information in the manner specified by section 6 of the GNU GPL for conveying Corresponding Source.)

5. Combined Libraries.

You may place library facilities that are a work based on the Library side by side in a single library together with other library facilities that are not Applications and are not covered by this License, and convey such a combined library under terms of your choice, if you do both of the following:

* a) Accompany the combined library with a copy of the same work based on the Library, uncombined with any other library facilities, conveyed under the terms of this License. * b) Give prominent notice with the combined library that part of it is a work based on the Library, and explaining where to find the accompanying uncombined form of the same work.

6. Revised Versions of the GNU Lesser General Public License.

The Free Software Foundation may publish revised and/or new versions of the GNU Lesser General Public License from time to time. Such new versions will be similar in spirit to the present version, but may differ in detail to address new problems or concerns.

Each version is given a distinguishing version number. If the Library as you received it specifies that a certain numbered version of the GNU Lesser General Public License “or any later version” applies to it, you have the option of following the terms and conditions either of that published version or of any later version published by the Free Software Foundation. If the Library as you received it does not specify a version number of the GNU Lesser General Public License, you may choose any version of the GNU Lesser General Public License ever published by the Free Software Foundation.

If the Library as you received it specifies that a proxy can decide whether future versions of the GNU Lesser General Public License shall apply, that proxy's public statement of acceptance of any version is permanent authorization for you to choose that version for the Library.