

Philipps-Universität Marburg
Fachbereich 15 – Chemie
Sommersemester 2005

Seminar: Übungen im Experimentalvortrag (Organische Chemie)
Leitung: Prof. Dr. B. Neumüller, Dr. P. Reiß



Vorgetragen am 06. Juli 2005

Vorgelegt von:

Kay Heger
Schwanallee 24
35037 Marburg

Inhaltsverzeichnis

1. Allgemeines und Historisches

1.1 Vorkommen

1.2 Das „Element“ Wasser

1.3 Entlarvung der Verbindung Wasser

Versuch 1: Zersetzung von Wasser

2. Das Wassermolekül

Versuch 2: Elektrolyse von Wasser

Versuch 2a+b: Nachweis von H₂ und O₂

2.1 Struktur des Wassermoleküls H₂O

2.2 Wasser ist ein Dipol

Demonstration 1: Ablenkung eines Wasserstrahls

3. Eigenschaften

3.1 Allgemeine Eigenschaften

Demonstration 2: Schwimmen einer Büroklammer

3.2 Anomalie des Wassers

3.3 Löslichkeit von Salzen und Gasen

Versuch 3: Lösen von Salzen

Demonstration 3: Wasserflasche

Versuch 4: Leitfähigkeitsmessung

3.4 Leitfähigkeit

3.5 Wasser definiert den pH-Wert

Versuch 5: pH-Wert

4. Reaktionen von Wasser

Versuch 6: Erkennungsreaktion

Versuch 7: Reaktion mit Natrium

5. Umwelt und Wasseraufbereitung (kurzer Einblick)

5.1 Täglicher Verbrauch

5.2 Wasseraufbereitung

5.3 Energie mit Wasser und aus Wasserstoff

6. Schulrelevanz

7. Abbildungsverzeichnis

8. Literatur und Quellenangaben

Dieser Vortrag ist bzw. war wie folgt aufgebaut. Zunächst werden in Kapitel 1 allgemeine Aspekte zum Thema Wasser erörtert sowie ein historischer Abstrich über die Aufklärung des „Elementes“ Wasser behandelt. Kapitel 2 und 3 beschäftigen sich detailliert mit dem Wassermolekül und die chemischen und physikalischen Eigenschaften von Wasser. In Kapitel 4 werden kurz einige chemische Reaktionen von Wasser dargestellt. Als Abschluss wird kurz ein Ausblick auf die Aufbereitung und Verwendung von Wasser als Lebensmittel und Energieträger gegeben.

1. Allgemeines und Historisches

Es ist flüssig!

Es ist klar!

Es riecht nicht!

Man kann es trinken!

WASSER

Das Wort Wasser leitet sich vom althochdeutschen „wazzar“ ab. „Wazzar“ bedeutet soviel wie „das Feuchte“ aber auch „das Fließende“.

1.1 Vorkommen

Die globale Wasservorräte werden auf ca. 1,38 Mrd. km³ geschätzt. Davon ist der überwiegende Teil (~97,4%) nicht trinkbares Salzwasser der Ozeane. Süßwasser, einschließlich dem Eis in Meeren und Gletschern, liegen zu 2,6% vor. Nur 0,27% der Vorräte sind trinkbar. Das entspricht einer Zahl von 3,6 Mio. km³.¹

1.2 Das „Element“ Wasser

In der Antike bis hin ins späte 18. Jahrhundert wurde angenommen, dass Wasser eines der vier alten Elemente (Luft, Erde, Feuer, Wasser) wäre. Thales von Milet sah im Wasser sogar den Urstoff allen Seins.

¹ <http://www.uni-konstanz.de/limnologie/wetlands/Vorlesungsskripten/VL-Ostendorp-SS05-Wasserkreislauf.pdf>

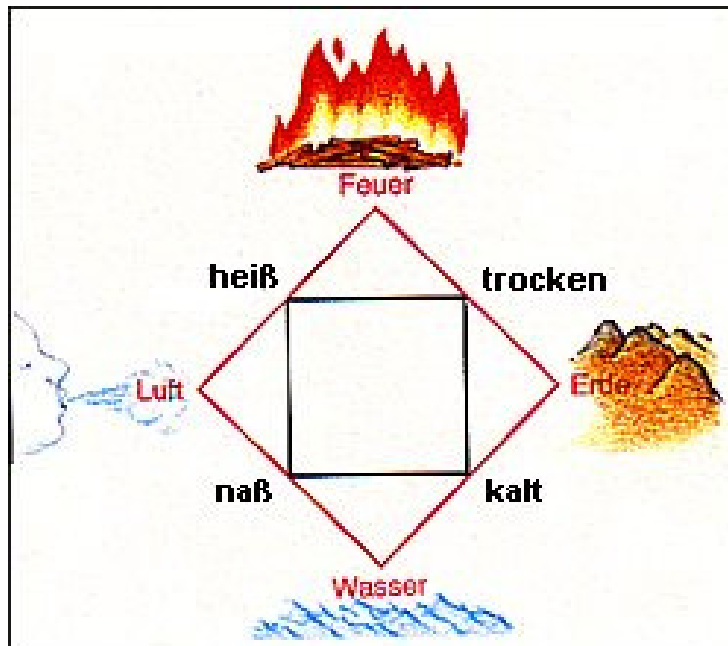


Abb. 1.1: Die vier Elemente des Mittelalters

Beschreibung von der Elemente:

Wasser: alle Flüssigkeiten

Erde: alle Feststoffe (Metalle, Holz, Oxide, Salze)

Luft: alle Gase

z.B.

brennbare Luft (air inflammable) = Wasserstoff

atembare Luft (air respirable) = Sauerstoff

Feuer: Energie (freigewordene bzw. zugeführte Energie)

1.3 Entlarvung der Verbindung Wasser

Erst 1783 erkannte Henry Cavendish, dass bei der Verbrennung der brennbaren Luft Wasser entsteht.

Durch diese Erkenntnis hatten Monge, Lavoisier und Laplace die Idee, dass Wasser ein zusammengesetzter Körper (Verbindung) aus der **air inflammable (H₂-Gas)** und der **air respirable (O₂-Gas)** sein könnte.



Abb. 1.2: Henry Cavendish (1731-1810)

1784 entdeckte dann Cavendish mit Hilfe der unten abgebildeter Apparatur (Abb. 1.3), dass Wasser zumindest schon einmal ein Oxid ist.

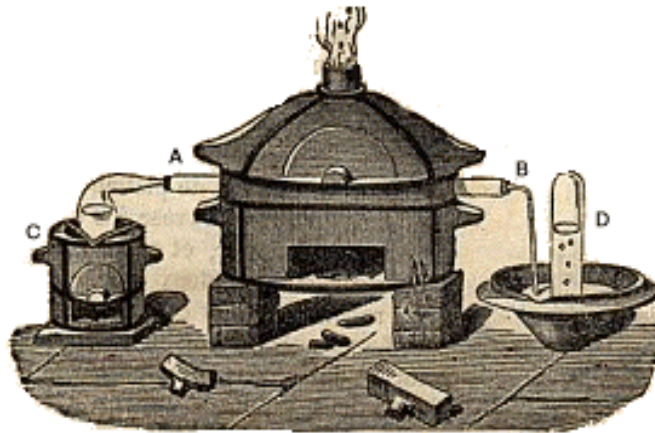
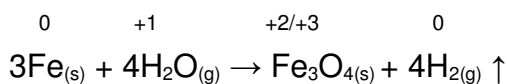


Abb. 1.3: Lavoisiers Apparatur zur Zersetzung von Wasser

Dabei führte er Wasserdampf über glühendes Eisen und zersetzte somit das Wasser. Nebenbei fing er zudem noch den brennbaren Wasserstoff ab.

Reaktionsgleichung:



Versuch 1 ist dem Lavoisier-Versuch nachempfunden.

Versuch 1

Zersetzung von Wasser

- Geräte:**
- Stativmaterial
 - Bunsenbrenner
 - RGL (evtl. aus Quarz) (hoch erhitzbar)
 - 1 Demo-Reagenzglas
 - Watte getränkt mit Wasser
 - Magnesia-Schiffchen
 - Stopfen mit gebogenem Glasrohr
 - Kristallisierschale

- Chemikalien:** Magnesium-Späne
- F: Leichtentzündlich
 - R 11 Leichtentzündlich.
 - S 7 Behälter dicht geschlossen halten.
 - S 16 Von Zündquellen fernhalten. – Nicht rauchen.

Durchführung und Beobachtung:

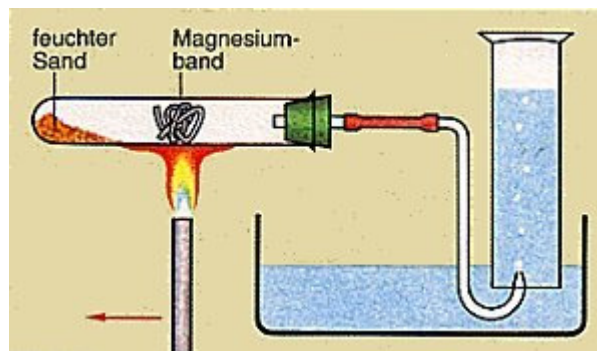


Abb. 1.4: Apparatur zu Versuch 1

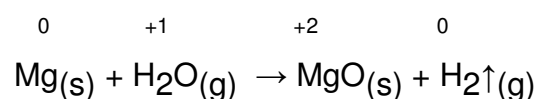
Die Apparatur wird vorher im Labor ähnlich der Apparatur in Abb. 1.4 aufgebaut. Anstatt Magnesiumband kann man auch frische Magnesiumspäne nehmen. In diesem Versuch wird statt feuchtem Sand einen mit Wasser getränkten Wattebausch verwendet. Das Magnesium wird mit dem Bunsenbrenner zum Glühen gebracht. Danach wird rasch die feuchte Watte erhitzt. Bei der Reaktion entsteht ein weißes Pulver, und es entwickelt sich ein Gas, welches über ein gebogenes Glasrohr und einer pneumatischen Wanne (Kristallisierschale) aufgefangen wird. Zum Wasserstoff-Nachweis wird die Knallgasprobe durchgeführt. Es kommt zu einem leichten Knall.

Erläuterungen und Bemerkungen:

Durch das Erhitzen der feuchten Watte entsteht Wasserdampf, der dann mit dem glühendem Magnesium reagiert. Dabei bildet sich weißes Magnesiumoxid und Wasserstoff. Die Knallgasprobe wird in Versuch 2a näher erläutert.

Die Magnesium-Späne müssen so lange erhitzt werden, bis sie rot glühen. Ansonsten würde Magnesiumhydroxid entstehen. Bis die Reaktion eintritt, kann es zwei bis drei Minuten dauern, je nachdem von welcher Qualität die Magnesium-Späne sind.

Reaktionsgleichung:



2. Das Wassermolekül

Versuch 2

Elektrolyse von Wasser

Geräte: Stativmaterial
Hofmannscher Zersetzungsapparat
Kabel und Krokodilklemmen
Netzgerät und Demo Strommessgeräte
Platin-Elektroden
RGLer
Bunsenbrenner
Glimspan

Chemikalien: Schwefelsäure w=20% (angesäuertes Wasser)

C: Ätzend

R 35 Verursacht schwere Verätzungen.

S 26 Bei Berührung mit den Augen gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren.

S 30 Niemals Wasser hinzugeießen.

S 45 Bei Unfall oder Unwohlsein sofort Arzt hinzuziehen (wenn möglich, dieses Etikett vorzeigen).

Durchführung und Beobachtung:

Apparatur nach Skizze aufbauen.

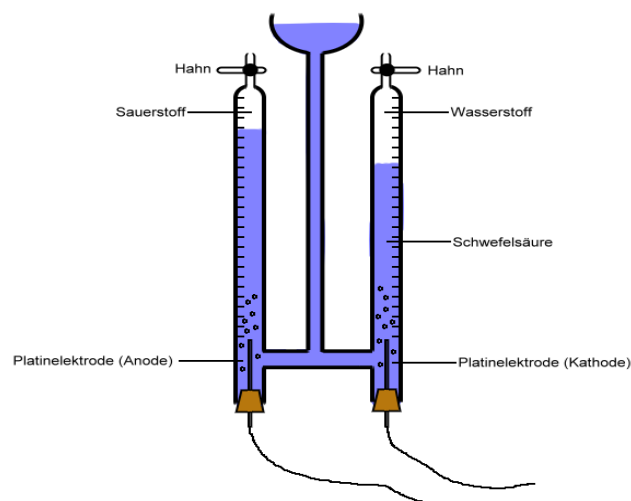


Abb. 2.1: Hofmannscher Zersetzungsapparat

Danach wird die Apparatur mit der Schwefelsäure befüllt. Es ist darauf zu achten, dass das Netzgerät ausgeschaltet ist und die Hähne geschlossen sind. Nach dem Befüllen wird der Strom eingeschaltet und die Spannung so

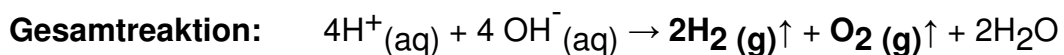
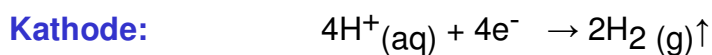
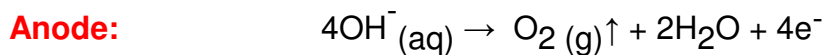
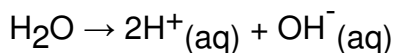
eingestellt, dass eine lebhafte Gasentwicklung stattfindet. Sobald eine gute Gasausbeute erzielt wurde, wird das Netzteil wieder ausgeschaltet. An der Kathode bildet sich etwa doppelt so viel Gas wie an der Anode.

Deutung des Versuchs und Bemerkungen:

An der Kathode entsteht Wasserstoff, an der Anode Sauerstoff.

Reaktionsgleichungen:

Eigendissoziation des Wassers:

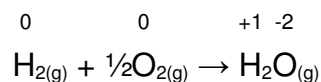


Versuch 2a+b

Nachweis von H₂ und O₂

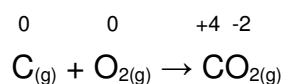
(a) Nachweis von Wasserstoff (Knallgasprobe)

Der Hahn an der Kathode wird geöffnet und das austretende Gas in einem Reagenzglas aufgefangen. Danach wird dieses über einer offenen Flamme gehalten. Es entsteht ein hörbarer Knall. Dabei reagiert der Wasserstoff mit dem Sauerstoff der Luft zu Wasser.



(b) Nachweis von Sauerstoff (Glimspanprobe)

Der Hahn an der Anode wird geöffnet und ein noch leicht glühender Glimspan über die Öffnung gehalten. Die leichte Glut flammt auf, da der reine Sauerstoff die Verbrennung stark unterstützt.



Ergebnisse aus Versuch 2:

Wir wissen nun, dass Wasser aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff im Verhältnis:

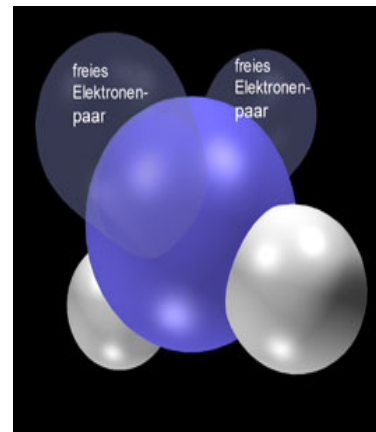
2:1

besteht.

Dadurch kommen wir schnell zu der Struktur des Wassermoleküls

2.1 Struktur des Wassermoleküls

Laut MO-Theorie ist das Sauerstoff-Atom **sp³-hybrisiert**, daher ist Molekül **gewinkelt**. Erwartet wird ein Winkel von 109,5° (Tetraeder). Bei Messung jedoch erhält man einen Winkel von **104,45°**.



Eine Erklärung kann die **VSEPR**-Theorie liefern:

Freie Elektronenpaare des Sauerstoffs benötigen hier mehr Platz, was zu einer Verkleinerung des HOH-Winkels führt.

Abb. 2.2: Das Wassermolekül

2.2 Wasser ist ein Dipol

Demonstration 1

Ablenkung eines Wasserstrahls

Geräte: Kunststoffstab
Katzenfell
Bürette mit gefärbtem Wasser (Lebensmittelfarbe)
Becherglas
Weiße Platte als Hintergrund

² E. Riedel, Anorganische Chemie, New York, 1999, S. 425

Durchführung und Beobachtung:

Eine Bürette wird gefärbtem Wasser gefüllt. Nachdem der Kunststoffstab mit Hilfe des Katzenfells statisch aufgeladen wurde, dreht man den Hahn der Bürette auf und hält den Stab in der Nähe zum Wasserstrahl. Dadurch wird dieser zum Stab hin abgelenkt.

Deutung:

Sauerstoff und Wasserstoff haben eine unterschiedliche **Elektronegativität (EN)**: O: 3,5 - H: 2,1

Die EN beschreibt die unterschiedlich starke Anziehung der bindenden Elektronen. Daher ist das Sauerstoff-Atom im Wasser partiell negativ, das Wasserstoff-Atom partiell positiv geladen. Diese werden mit einem δ und der entsprechende Ladung (+) oder (-) gekennzeichnet (siehe Abb. 2.3).

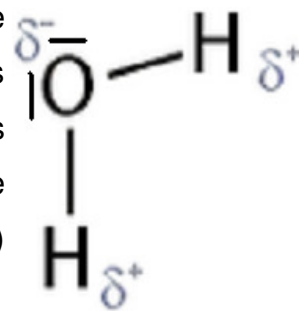


Abb. 2.3: Lewis-Schreibweise von Wasser

Definition eines Dipol:

„Moleküle, in denen die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Partialladungen nicht zusammenfallen, stellen einen **Dipol** dar.“

Dadurch dass Wasser ein Dipol ist, richten sich die Wassermoleküle in Demonstration 1 mit ihrer partial positiven Ladung zum negative aufgeladen Stab aus. Somit werden die Moleküle vom Stab angezogen.

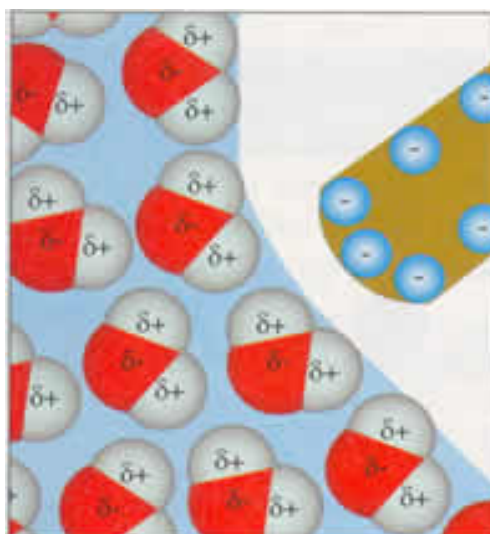


Abb. 2.4: Wasser – ein Dipol

3. Eigenschaften

3.1 Allgemeine Eigenschaften

Schmelzpunkt und Siedepunktsanomalie (0 °C/100 °C)

Im Vergleich zu chemisch ähnlichen Verbindungen wie Schwefelwasserstoff (-61 °C), Selenwasserstoff (-41 °C) oder auch Tellurwasserstoff (-2 °C) hat Wasser einen relativ hohen Siedepunkt. Die Zunahme von H₂S zu H₂Te liegt an der zunehmenden molaren Masse. Dadurch wird die Energiemenge höher, die notwendig ist, um den jeweiligen Stoff in den gasförmigen Aggregatzustand zu überführen.

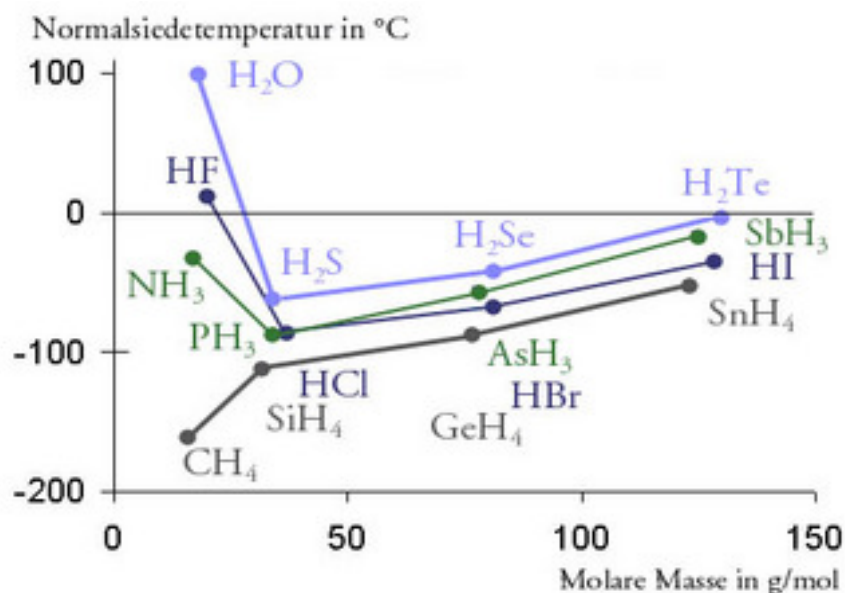


Abb. 3.1: Siedepunkt- und Schmelzpunktsanomalie von Wasser

Vergleicht man nun Methan mit Wasser (beide haben in etwa die gleiche Masse), so siedet Methan bei Normalbedingungen bei -164 °C. Nimmt man die molare Masse des Wassers als alleiniges Merkmal, so müsste der Siedepunkt bei etwa -80 °C liegen.

Das gleiche Bild zeigt sich auch beim Schmelzpunkt; er beträgt -86 °C bei Schwefelwasserstoff, -66 °C bei Selenwasserstoff und -49 °C bei Tellurwasserstoff. Bei Wasser müsste er nach der molaren Masse bei etwa -100 °C liegen, tatsächlich liegt er aber bei 0 °C.³

Zu erklären ist dies mit der Ausbildung von **Wasserstoffbrückenbindungen**.

³ Alle Siedepunkt und Schmelzpunktdaten aus „Chemie-Datenbank“
<http://chembiofinderbeta.cambridgesoft.com/SimpleSearch.aspx>

Wasserstoffbrückenbindungen

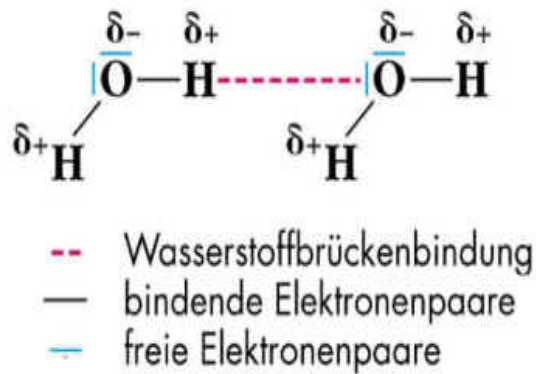


Abb. 3.2: Wasserstoffbrückenbindung

Die Bindungsenergie beträgt ca. 21kJ/mol.

Aggregatzustände

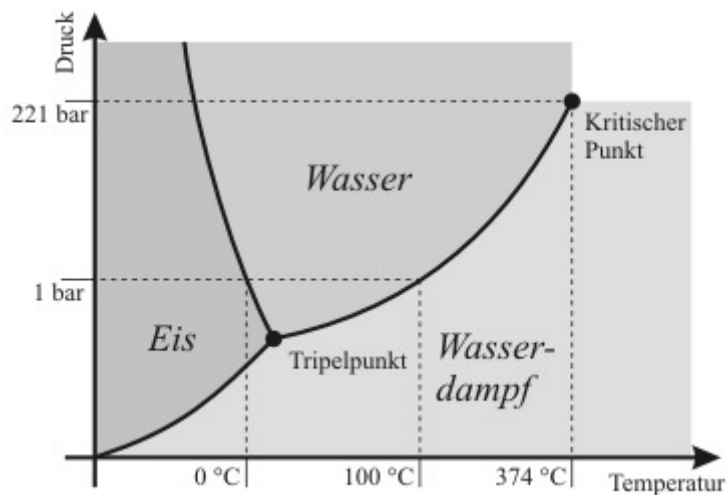


Abb. 3.3: Aggregatzustände von Wasser (Phasendiagramm: Temperatur zu Druck)

Demonstration 2

Schwimmen einer Büroklammer

Geräte: Kristallisierschale
Büroklammer
Seife

Durchführung und Beobachtung

Eine Büroklammer aus Metall wird vorsichtig auf die Wasseroberfläche gelegt. Sie schwimmt zunächst. Erst nach der Zugabe von Seife geht die Klammer unter.

Deutung:

Die **Oberflächenspannung** ist eine Eigenschaft der Oberfläche (Grenzfläche) zwischen einer Flüssigkeit und der Luft. Die Oberfläche einer Flüssigkeit verhält sich ähnlich einer gespannten, elastischen Folie. Dieser Effekt ist zum Beispiel die Ursache dafür, dass Wasser Tropfen bildet, und dazu beiträgt, dass einige Insekten über das Wasser laufen können oder die Büroklammer auf Wasser "schwimmt". Hierfür sind wieder die Wasserstoffbrückenbindungen mitverantwortlich



Abb. 3.4: Wasserläufer



Abb. 3.5: Wassertropfen

Grenzflächenaktive Substanzen (z.B. Tenside) können diese herabsetzen. Dadurch geht die Klammer unter.

3.2 Anomalie des Wassers

Eis besitzt als Festkörper eine geringere Dichte als flüssiges Wasser.

→ Eis schwimmt auf Wasserabspaltung

→ Eis dehnt sich aus.

Diese Eigenschaft werden auch bei Felsprengungen in Hochgebirgen genutzt.



Abb. 3.6: Eisberg im Atlantik

Im Vergleich dazu geht in Abb. 3.7 eine Kerze in flüssigem Wachs unter.

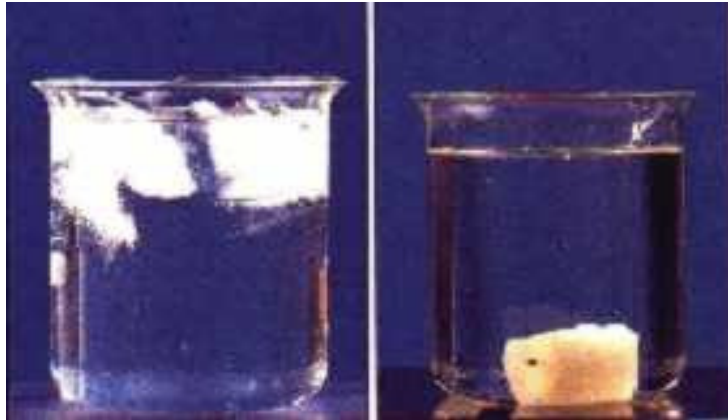


Abb. 3.7: Eis schwimmt auf Wasseroberfläche (links) – Die Kerze geht dagegen in flüssigem Wachs unter.

3.3 Löslichkeit von Salzen und Gasen

3.3.1 Salze

Versuch 3

Lösen von Salzen

Geräte: Bechergläser
Digitale Thermometer
Glasstäbe
Spatel

Chemikalien: Calciumchlorid

Xi: Reizend

R 36 Reizt die Augen.

S 22 Staub nicht einatmen.

S 24 Berührung mit der Haut vermeiden.

Ammoniumnitrat

O: Brandfördernd

R 8 Feuergefahr bei Berührung mit brennbaren Stoffen.

R 9 Explosionsgefahr bei Mischung mit brennbaren Stoffen.

S 15 Vor Hitze schützen.

S 16 Von Zündquellen fernhalten – Nicht rauchen

S 41 Explosions- und Brandgase nicht einatmen.

Durchführung und Beobachtung:

Die Bechergläser werden mit Wasser befüllt und die Temperatur gemessen. Rasch werden nacheinander die Salze hinzugeben, und darauf hin rührt man mit einem Glasstab. Nach dem Lösungsvorgang wird die Temperatur nochmals gemessen. Bei der Calciumchlorid-Lösung zeigt sich eine

Temperaturerhöhung, bei der Ammoniumnitrat-Lösung eine Temperaturerniedrigung.

Deutung:

Beim Lösen eines Salzes wird der Kristallverband aufgebrochen. Wassermoleküle lagern sich an die Ionen an, die Ionen werden **hydratisiert**. Hier bilden sich Ca^{2+} und Cl^- bzw. NH_4^+ und NO_3^- -Ionen.

Die Erwärmung zeigt, dass die **Hydratationsenergie** größer ist als die Gitterenergie des CaCl_2 -Kristalls. Andersherum ist bei NH_4NO_3 die Hydratationsenergie niedriger. Dem System wird somit Wärme entzogen.

Die Abb. 3.8 zeigt das Lösen eines Kochsalz-Kristalls. Die Wassermoleküle werden durch elektrostatische Kräfte angezogen, wobei sich die Moleküle mit dem negativ polarisierten Sauerstoff an die positiv geladenen Natriumionen anlagern, oder mit ihrer positiv polarisierten Seite an die negativ geladenen Chloridionen.

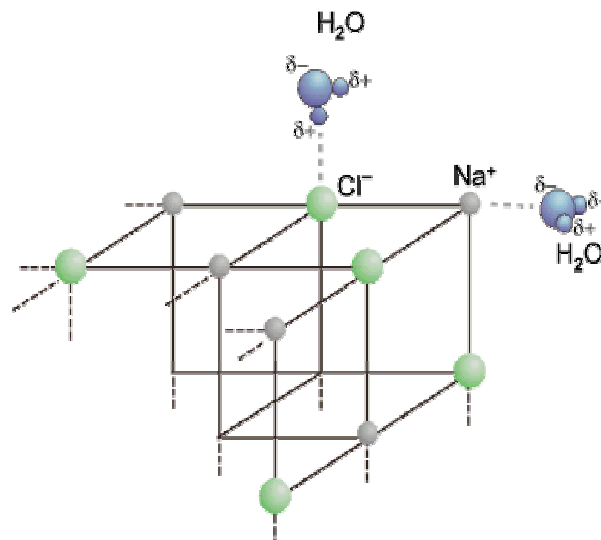


Abb. 3.8: Lösungsvorgang eines Salzes in Wasser

Demonstration 3

Lösen von Gasen

Eine Flasche mit Mineralwasser wird geschüttelt und geöffnet. Es entweicht hörbar ein Gas. Der Vorgang wird wiederholt, um zu erkennen, dass im Wasser Gase gelöst sind. Durch Schütteln und durch Erwärmen tritt das Gas aus der Lösung aus.

3.4 Leitfähigkeit

Als Leitfähigkeit bezeichnet man die Fähigkeit eines chemischen Stoffes oder Stoffgemisches, Energie oder andere Stoffe oder Teilchen im Raum zu transportieren.

Versuch 4

Leitfähigkeitsmessung

Geräte: Bechergläser
DEMO-Strommessgerät
Elektrode
Verbraucher (z.B Propeller oder Glühbirne)

Chemikalien: entionisiertes Wasser
Leitungswasser
Kochsalz

Beobachtung und Durchführung:

Es werden nacheinander folgende Proben auf Leitfähigkeit getestet.

- (a) Entionisiertes Wasser
- (b) Leitungswasser
- (c) Salz
- (d) Salzlösung

Bei entionisiertem Wasser und pures Salz tritt keine Leitfähigkeit auf. Es entsteht kein geschlossener Stromkreis. Bei Leitungswasser kann eine geringe Spannung gemessen werden, was darauf hindeutet, dass Elektrolyte (Salzionen) gelöst sind. Nach Zugabe von Kochsalz zeigt sich ein Spannungsanstieg und der Propeller (Verbraucher) dreht sich.



Deutung:

In einer Elektrolyt-Lösung bewegen sich Ionen (hier gelöst in Wasser) beim Anlegen eines elektrischen Feldes bevorzugt in bzw. gegen die Feldrichtung und verursachen dadurch einen Ladungstransport und Stromfluss. Demzufolge ist eine Abhängigkeit des Stromes von folgenden Faktoren zu erwarten:

1. von der elektrischen Feldstärke
2. von der Anzahl der gelösten Ionen
3. von der Ladungsmenge (Wertigkeit des Ions)
4. von der durchschnittlichen Geschwindigkeit der einzelnen Ionen in Feldrichtung.

Kationen zur Kathode (negativ)

Anionen zur Anode (positiv)

3.5 Wasser definiert den pH-Wert

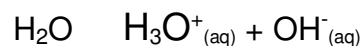
Definition:

Der pH-Wert ist der einheitenlose negative dekadische Logarithmus der H_3O^+ -Konzentration.

$$\text{pH} = -\log[\text{c}(\text{H}_3\text{O}^+)]$$

Wasser hat $\sim \text{pH } 7$, d.h: $\text{c}(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Die H_3O^+ -Ionen entstehen durch die **Autoprotolyse** des Wassers



Durch Lösen von Salzen kann sich der pH-Wert ändern. Das zeigt folgender Versuch.

Versuch 5

pH-Wert

Geräte: Bechergläser
pH-Messgerät
Glasstab

Chemikalien: Natriumhydrogensulfat

Xi: Reizend

R 41 Gefahr ernster Augenschäden

S 24 Berührung mit der Haut vermeiden.

S 26 Bei Berührung mit den Augen gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren.

Natriumcarbonat

Xi: Reizend

R 36 Reizt die Augen.

S 22 Staub nicht einatmen.

S 26 Bei Berührung mit den Augen gründlich mit Wasser abspülen und Arzt konsultieren.

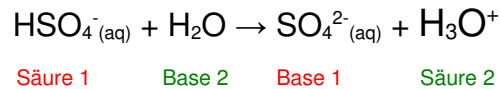
entionisiertes Wasser

Beobachtung und Durchführung:

(a) Lösen von Natriumhydrogencarbonat

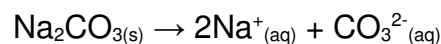


Es handelt sich hier um eine klassische Säure/Base-Reaktion nach Brönsted.

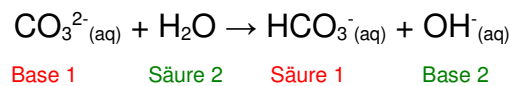


Die Lösung reagiert sauer. Der pH-Wert wird niedriger.

(b) Lösen von Natriumcarbonat



Säure/Base-Reaktion nach Brönsted



Die Lösung reagiert alkalisch. Der pH-Wert wird höher.

Hier zeigt sich, dass Wasser **amphoter** ist, das heißt: es kann sowohl als Säure als auch als Base reagieren.

4. Reaktionen mit Wasser

Versuch 6

Erkennungsreaktion

Geräte: Bechergläser
 pH-Messgerät
 Glasstab

Chemikalien: wasserfreies Kupfersulfat

Xn: Gesundheitsschädlich; N: Umweltgefährlich

R 22 Gesundheitsschädlich beim Verschlucken.

R 36/38 Reizt die Augen und die Haut.

R 50/53 Sehr giftig für Wasserorganismen, kann in Gewässern längerfristig schädliche Wirkungen haben.

S 22 Staub nicht einatmen.

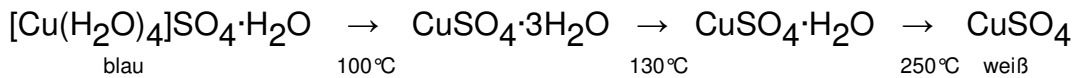
S 60 Dieses Produkt und sein Behälter sind als gefährlicher Abfall zu entsorgen.

S 61 Freisetzung in die Umwelt vermeiden. Besondere Anweisungen einholen/Sicherheitsdatenblatt zu Rate ziehen.

entionisiertes Wasser

Beobachtung und Durchführung:

Wasserfreies weißes Kupfersulfat wird bei Anwesenheit von Wasser blau. 4H₂O koordinieren **quadratisch planar**. Das 5. Wassermolekül wird über H-Brücken an das Sulfationen und das Koordinationswasser gebunden.



Versuch 7

Reaktion mit Natrium

Geräte: Overhead-Projektor
Petrischale
Messer
Pinzette

Chemikalien: metallisches Natrium

F: Leicht entzündlich; C: Ätzend

R 14/15 Reagiert heftig mit Wasser unter Bildung hochentzündlicher Gase.

R 34 Verursacht Verätzungen.

S 5 Unter Petroleum aufbewahren

S 8 Behälter trocken halten.

S 43 Zum Löschen Sand oder Löschdecke verwenden. (wenn Wasser die Gefahr erhöht, anfügen: Kein Wasser verwenden)

S 45 Bei Unfall oder Unwohlsein sofort Arzt hinzuziehen (wenn möglich, dieses Etikett vorzeigen).

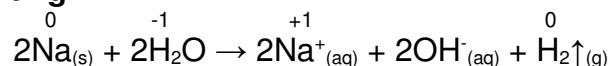
entionisiertes Wasser

Phenolphthalein-Lösung

Beobachtung und Durchführung:

Eine mit Wasser gefüllte Petrischale wird mit Phenolphthalein-Lösung versetzt und auf den Overheadprojektor gestellt. Der OHP wird eingeschaltet und auf die Leinwand projiziert. Ein kleines Natriumstückchen wird abgeschnitten und in Petrischale gegeben. Das Natrium zischt über die Wasseroberfläche und die Lösung wird violett. Dabei entsteht ein Gas und es kommt ab und zu zu Flammentwicklung.

Reaktionsgleichung:



→ **Alkalische Reaktion:** Das **Phenolphthalein** färbt sich violett.

5. Umwelt und Wasseraufbereitung

(ganz kleiner Ausblick)

5.1 Täglicher Verbrauch

In Deutschland ist seit 1980 der Verbrauch im Haushalt pro Person täglich konstant bei etwa 145L Wasser. Einschließlich des industriellen Verbrauchs liegt etwa 220 L pro Einwohner und Tag.

Der Verbrauch wird wie folgt gedeckt:

- 62% Grundwasser
- 12% Quellwasser
- 6% Uferfiltrat
- 20% Oberflächenwasser

Aufteilung des täglichen Trinkwasserverbrauchs in Deutschland pro Einwohner:

Toilettenspülung	46 L
Baden, Duschen	44 L
Wäschewaschen	17 L
Körperpflege	9 L
Geschirrspülen	9 L
Garten bewässern	6 L
Auto waschen	3 L
Kochen, Trinken	3 L
Sonstiges	8 L

5.2 Wasseraufbereitung

Die **Wasseraufbereitung** ist die zielgerichtete Veränderung der Wasserqualität. Sie umfasst im Wesentlichen:

- Entfernung von Stoffen aus dem Wasser (z.B. Reinigung, Sterilisation, Enteisenung, Enthärtung, Entsalzung)

- Ergänzung von Stoffen sowie Einstellen von Parametern des Wassers (z.B. Dosierung, Einstellung von pH-Wert, gelösten Ionen und der Leitfähigkeit)

Aufbereitungsverfahren:

1. **physikalische Verfahren** (z.B. Belüftung, Sedimentation, Floatation, Adsorption, hierzu zählt im weiteren Sinne auch die mechanische Aufbereitung (Rechen, Sieben, Filtern))
2. **chemische Verfahren** (z.B. Oxidation, Desinfektion, Ausflockung, Entkarbonierung und Ionenaustauscher, Aktivkohle)
3. **Membranverfahren** (Nanofiltration, Osmose etc.)
4. **biologische Verfahren** (biochemische Oxidation, Schlammfäulung, anaerobe Abwasserreinigung)

Diese Verfahren kommen auch in verschiedenen Kombinationen zum Einsatz, je nach Wasserbeschaffenheit und Zielsetzung.

Bei der Einstellung von Trinkwasser sind die gesetzlichen und normativen Vorgaben (Trinkwasserverordnung, DIN 2000) und die Anforderungen des Verteilnetzes maßgebend. Trinkwasser kann durch Mischung von Wässern aus unterschiedlichen Quellen voreingestellt werden um eine gleichmäßigere Qualität zu erzielen.

5.3 Energie aus Wasser und Wasserstoff

Wasserkraft (auch: Hydroenergie) bezeichnet die Strömungsenergie von fließendem Wasser, welche über Turbine in mechanische Energie umgesetzt wird.

Das Nutzen der Wasserkraft ist das Ausnutzen der potentiellen Energie des Wassers im Schwerfeld der Erde, die beim Nach-unten-Fließen in kinetische Energie umgewandelt wird. Die Wasserkraft gehört zu den regenerativen Energiequellen.



Abb. 5.1: Walchensee-Kraftwerk

Mit Wasserkraftwerken werden knapp 3,5 Prozent der weltweit erzeugten elektrischen Energie gewonnen, dies entspricht einem Anteil von 18 Prozent an den regenerativen Energiequellen.

Brennstoffzellen

Im Sprachgebrauch steht Brennstoffzelle meist für die Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle.

Sie ist kein Energiespeicher sondern ein Wandler. Die Energie zur Stromproduktion wird mit den Brennstoffen zugeführt. Zusammen mit einem Brennstoffspeicher kann eine reversible Brennstoffzelle- bei leider noch vergleichsweise sehr geringem Wirkungsgrad – einen Akku ersetzen.

Zudem ist der Wasserstoff vergleichsweise teuer zu fossilen Brennstoffen. Als „Abgas“ entsteht lediglich Wasserdampf.



Abb. 5.2: Wasserstoff-Auto: Quelle Opel

Fazit:

Im Nachhinein halte ich meinen Vortrag etwas verbesserungswürdig. Bei näherem Betrachten fehlt ein wenig der rote Faden und ich würde einige Dinge ändern. Es kommt mir jetzt so vor, als ob es sich bei diesem Vortrag um eine Aneinanderreihung von Versuchen handelt ohne näheren Zusammenhang.

6. Schulrelevanz

Klasse 8

- 2.2 Wasser und Wasserstoff

Eigenschaften und Bedeutung des Wassers

Synthese von Wasser

Kreislauf des Wassers

Klasse 9

- 3. Elektrolyse und Ionenbegriff

Klasse 10

- 2.3 Wassermolekül als Dipol

Flüssigkeitsstrahl im elektrischen Feld

Räumlicher Bau des Wassermoleküls

Wasser als Lösungsmittel für Salze

Wasserstoffbrückenbindungen

7. Abbildungsverzeichnis

- Abb. 1.1:** Die vier Elemente des Mittelalters Experimentalvortrag Kristina Fischer
Alchemie, Uni Marburg: www.chids.de
- Abb. 1.2:** Henry Cavendish (1731-1810)
http://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Henry_cavendish.JPG
- Abb. 1.3:** Lavoisiers Apparatur zur Zersetzung von Wasser
http://www.chemieunterricht.de/dc2/wasser/images/app_lav.gif
- Abb. 1.4:** Apparatur zu Versuch 1
<http://www.chemieunterricht.de/dc2/wasser/w-v-18.htm>
- Abb. 2.1:** Hofmannscher Zersetzungsapparat
http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Datei:Hofman_Wasserzersetzungsapparat.png&filetimestamp=20051102141910
- Abb. 2.2:** Das Wassermolekül
- Abb. 2.3:** Lewis-Schreibweise von Wasser
- Abb. 2.4:** Wasser – ein Dipol – Schroedel-Schulbuch Chemie 1, S. 205, 1994
- Abb. 3.1:** Siedepunkt- und Schmelzpunktanomalie von Wasser, Riedel, S. 21
- Abb. 3.2:** Wasserstoffbrückenbindung
- Abb. 3.3:** Aggregatzustände von Wasser (Diagramm: Temperatur zu Druck)
http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/f6/Phasendiagramm_Wasser.png
- Abb. 3.4:** Wasserläufer
<http://www.hamm-chemie.de/images/k9/abb/wasserlaeuer.jpg>
- Abb. 3.5:** Wassertropfen
http://www.klausriegler.at/_borders/Wassertropfen.jpg
- Abb. 3.6:** Eisberg im Atlantik
- Abb. 3.7:** Eis schwimmt auf Wasseroberfläche (links) – Die Kerze geht dagegen in flüssigem Wachs unter.
- Abb. 3.8:** Lösungsvorgang eines Salzes in Wasser <http://www2.chemie.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/phasen/loesung2.html>
- Abb. 5.1:** Walchensee-Kraftwerk (eigene Photographie)
- Abb. 5.2:** Wasserstoff-Auto: Quelle Opel

8. Literatur und Quellenangaben:

- Gerstner-Skript zum AGP, Uni-Marburg
- Haupt/Möllenkamp, Themenkreis Wasser, www.chemieexperimente.de
- Blumes Bildungsserver, Uni Bielefeld
- Charles E. Mortimer, Chemie, 6. Auflage, Stuttgart, New York, 1996
- E. Riedel, Anorganische Chemie, 4. Auflage, Berlin, New York, 1999
- www.seilnacht.tuttlingen.com/versuche/massenv.html
- www.chids.de