

Versuchsanleitungen



zum Vortrag

**“Auf direktem Wege
zum chemischen Potenzial”**

Regina Rüffler, Georg Job

**GDCP-Jahrestagung,
Essen, 19.9.2007**

**Weitere Informationen auf der Homepage:
www.job-stiftung.de**

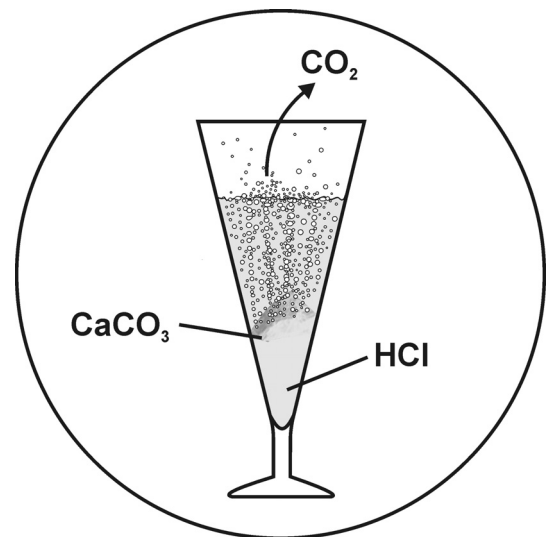
Auflösen von Marmor in Salzsäure

Geräte:

Kelchglas

Chemikalien:

Marmor oder „Kalkstein“ (Calciumcarbonat) in
Stücken (z.B. alte Marmorplatte)
1-molare Salzsäure



Sicherheitshinweise:

Das Tragen einer Schutzbrille ist empfehlenswert.

Versuchsdurchführung:

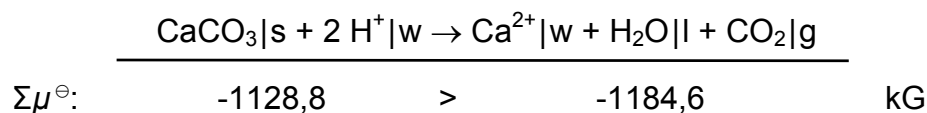
Zwei bis drei Marmorstücke (bzw. Kalksteinstücke) werden bis zur Hälfte des Kelchglases mit Salzsäure übergossen.

Beobachtung:

Man beobachtet eine lebhafte Gasentwicklung.

Erklärung:

Calciumcarbonat wird von Salzsäure unter Entwicklung von gasförmigem Kohlendioxid aufgelöst gemäß:



⇒ Antrieb \mathcal{A} : +55,8 kG

Der Antrieb dieser Reaktion ist positiv, d.h., die Summe der chemischen Potenziale der Produkte ist geringer als die Summe der chemischen Potenziale der Edukte; damit läuft die Reaktion spontan ab.

Benötigte chemische Potenziale ($T = 298 \text{ K}$, $p = 101,3 \text{ kPa}$):

Stoff	Chemisches Potenzial μ^\ominus [kG]
$\text{CaCO}_3 \text{s}$	-1128,8
$\text{H}^+ \text{w}$	0
$\text{Ca}^{2+} \text{w}$	-553,0
$\text{H}_2\text{O} \text{l}$	-237,2
$\text{CO}_2 \text{g}$	-394,4

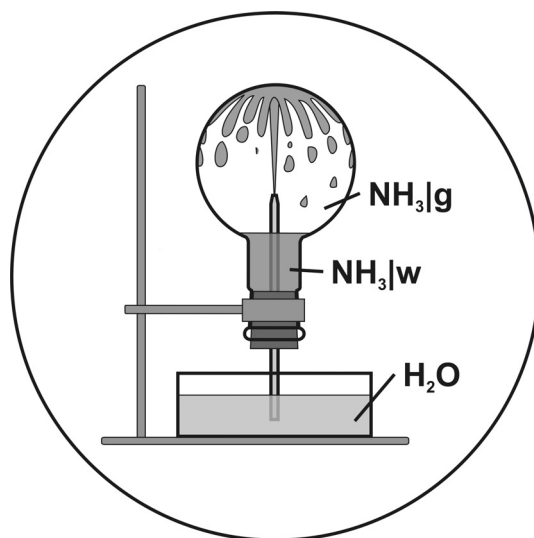
Entsorgung:

Nachdem sich die Stücke vollständig aufgelöst haben, wird die Lösung neutralisiert und ins Abwasser gegeben.

Ammoniak-Springbrunnen

Geräte:

2 L-Rundkolben
Tropftrichter
250 mL-Zweihals-Rundkolben
Glasrohre (Durchmesser: 7-8 mm)
Verbindungsschlauch
Stative, Muffen, Klemmen, Ring
Glasrohr mit ausgezogener Spitze
(Länge: ca. 30 cm, Durchmesser: 7-8 mm)
einfach und doppelt durchbohrte, gut passende
Gummistopfen
kleiner Gummistopfen
Glaswanne oder Becher
Fön



Chemikalien:

konzentrierte Ammoniaklösung
Natriumhydroxidplättchen
ionisiertes Wasser
Phenolphthaleinlösung
verd. Salzsäure

Sicherheitshinweise:

Ammoniaklösung (NH₃): C, N R34-50 S26-36/37/39-45-61
Natriumhydroxid (NaOH): C R35 S26-37/39-45
Phenolphthaleinlösung (C₁₂H₁₄O₄) (in Ethanol): R10



C



N

Ammoniak ist ein farbloses, stechend riechendes, stark ätzendes Gas. Das Füllen des 2 L-Rundkolbens muss daher in einem gut ziehenden Abzug erfolgen. Bei der Arbeit sind Schutzhandschuhe und Schutzbrille zu tragen.

Wegen des auftretenden Unterdrucks darf der Rundkolben keinerlei Beschädigungen („Sternchen“ etc.) aufweisen. Schutz vor der Implosionsgefahr bietet auch eine Kunststoffummantelung z.B. mit selbstklebender Folie oder die Umhüllung mit einem Drahtnetz als Splitterschutz.

Versuchsdurchführung:

Vorbereitung: Relativ trockenes Ammoniakgas kann man herstellen, indem man eine konzentrierte Ammoniaklösung auf festes Natriumhydroxid tropft. Hierzu werden 15 g NaOH-Plättchen in den 250 mL-Rundkolben gegeben. Anschließend wird der Tropftrichter aufgesetzt und der zweite Hals des Kolbens mit einem einfach durchbohrten Gummistopfen und einem durchgeführten Glasrohr verschlossen. Über einen Schlauch

wird der Kolben mit dem 2 L-Rundkolben verbunden, der mit einem doppelt durchbohrten Stopfen und einem gewinkelten Glasrohr versehen und kopfüber an einem Stativ befestigt wurde. Man füllt ca. 30 mL konzentrierte Ammoniaklösung in den Tropftrichter und lässt sie langsam in den 250 mL-Kolben tropfen. Das dabei entwickelte trockene Gas füllt den 2 L-Kolben durch Verdrängung der Luft nach unten. Nach der Befüllung wird der Kolben mit einem einfach durchbohrten Gummistopfen und dem Steigrohr verschlossen, wobei sich die ausgezogene Spitze ungefähr in der Mitte des Kolbens befinden sollte, und mit dem Fön erwärmt. Anschließend wird das aus dem Kolben herausführende Glasrohr mit einem kleinen Gummistopfen abgedichtet.

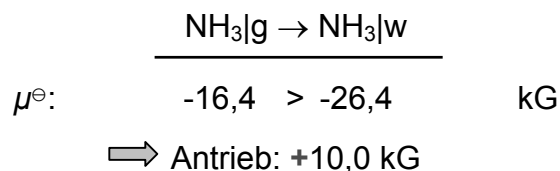
Durchführung: Die Wanne wird mit leicht angesäuertem destilliertem Wasser gefüllt und Indikatorlösung zugegeben. Darüber wird der Kolben umgekehrt, mit dem Glasrohr nach unten in das Stativ eingespannt und mit einem Ring gesichert. Das Ende des Steigrohrs muss hierbei weit in das Wasser eintauchen. Dann entfernt man den kleinen Stopfen.

Beobachtung:

Das Wasser steigt infolge des leichten Unterdrucks langsam im Glasrohr nach oben. Sobald aber die ersten Tropfen in den Rundkolben gelangt sind, setzt schlagartig eine zunehmend kräftiger werdende violette Wasserfontäne („Springbrunneneffekt“) ein. Schließlich ist der Kolben fast vollständig gefüllt.

Erklärung:

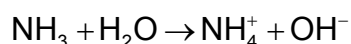
Ammoniakgas löst sich hervorragend in Wasser (1 L Wasser kann bei 20°C 702 L Ammoniakgas lösen!). Das Springbrunnenexperiment zeigt in eindrucksvoller Weise die Heftigkeit dieses Vorganges. Thermodynamisch kann er mit Hilfe des chemischen Potentials beschrieben werden:



Da der Antrieb positiv ist, läuft der Vorgang spontan ab.

Der erste Wassertropfen, der in den Rundkolben gelangt, löst schlagartig einen beträchtlichen Teil des Ammoniakgases, das im gelösten Zustand ein sehr viel geringeres Volumen einnimmt. Dadurch entsteht ein starker Unterdruck, der weiteres Wasser förmlich in den Kolben „saugt“. Die fortlaufende Aufnahme von Ammoniak verstärkt den Unterdruck weiter, so dass das Wasser immer rascher durch das Glasrohr nach oben schießt und einen „Springbrunnen“ ausbildet.

Ammoniaklösungen reagieren auf Grund der Protolysereaktion



alkalisch. Der zugesetzte Indikator Phenolphthalein zeigt durch seine Violettfärbung diese Ausbildung eines alkalischen Milieus an.

Entsorgung:

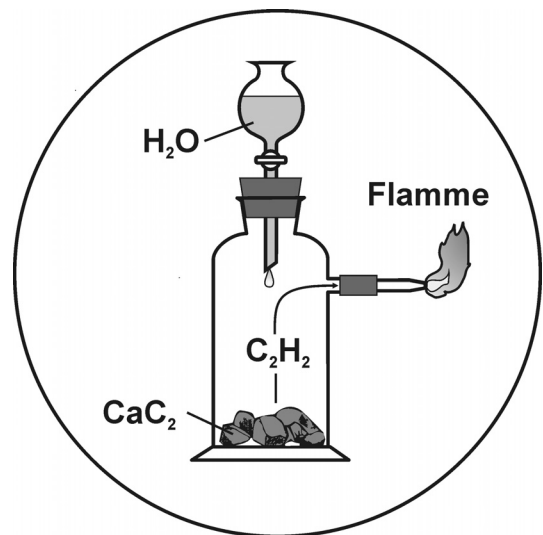
Die schwach basische Lösung wird mit wenigen Tropfen Salzsäure neutralisiert und in das Abwasser gegeben.

Karbidlampe

- auf Höhlenforschers Spuren -

Geräte:

Waschflasche mit Tropftrichter
kurzer Gummischlauch
Glasrohr mit ausgezogener Spitze
Streichhölzer oder Feuerzeug
langer Holzspan
Reagenzglas für Explosionsprobe



Chemikalien:

Calciumcarbid (ideale Körnung: 20 - 40 mm)
entionisiertes Wasser

Sicherheitshinweise:

Calciumcarbid (CaC_2): F R15 S8-43.6
Ethin (Acetylen) (C_2H_2): F+ R5-6-12 S9-16-33
Calciumhydroxid ($\text{Ca}(\text{OH})_2$): Xi R41 S(22-)-24-26-39



F(+)



Xi

Ethin ist hochentzündlich und bildet mit Luft explosionsfähige Gemische („Acetylen-Knallgas“). Da das Gas insbesondere durch Verunreinigungen giftig ist, muss unter dem Abzug gearbeitet werden. Das Tragen einer Schutzbrille ist erforderlich.

Versuchsdurchführung:

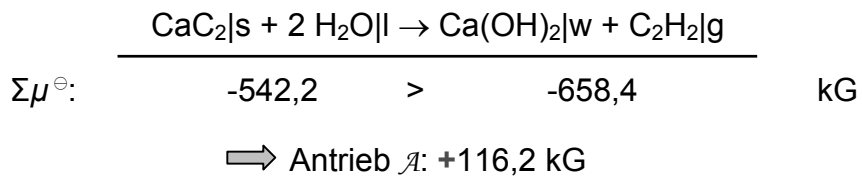
Der Tropftrichter wird mit Wasser, die Waschflasche mit einigen Calciumcarbidbrocken gefüllt. Man lässt **vorsichtig!** Wasser zutropfen, bis sich eine lebhafte Gasentwicklung einstellt. Dann schließt man den Hahn des Tropftrichters. Zunächst fängt man das ausströmende Gas in einem Reagenzglas auf und prüft auf das Vorliegen von Acetylen-Knallgas durch Entzünden mit dem glimmenden Span. Liegt keine Explosionsgefahr mehr vor, d.h. ist die Luft weitestgehend aus der Waschflasche verdrängt, kann das Gas direkt an der Glasspitze mit dem Span angezündet werden (eventuell nach nochmaligem Zutropfen von Wasser). Zur Vermeidung der Explosionsgefahr durch Acetylen-Knallgas ist es empfehlenswert, die Waschflasche vorher mit Stickstoff zu füllen.

Beobachtung:

Das gebildete Ethin verbrennt mit stark rußender, leuchtender Flamme. Man bemerkt einen unangenehmen, leicht knoblauchähnlichen Geruch.

Erklärung:

Calciumcarbid wird von Wasser unter Bildung von Ethin (Acetylen) zersetzt nach:



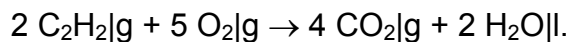
Der Antrieb dieser Reaktion ist positiv, d.h., die Summe der chemischen Potenziale der Produkte ist geringer als die Summe der chemischen Potenziale der Edukte und die Reaktion läuft somit spontan ab.

Benötigte chemische Potenziale ($T = 298 \text{ K}$, $p = 101,3 \text{ kPa}$):

Stoff	Chemisches Potenzial μ^\ominus [kG]
$\text{CaC}_2 \text{s}$	-67,8
$\text{H}_2\text{O} \text{l}$	-237,2
$\text{Ca}^{2+} \text{w}$	-553,0
$\text{OH}^- \text{w}$	-157,3
$\text{C}_2\text{H}_2 \text{g}$	+209,2

Ein positives chemisches Potenzial einer Substanz wie im Falle des Ethins bedeutet also nicht, dass diese Substanz nicht hergestellt werden kann, sondern nur, dass diese Substanz instabil in Bezug auf den Zerfall in ihre Elemente ist (dieser Vorgang läuft aber möglicherweise sehr langsam ab, wie z.B. beim Benzol (+125 kG)).

Bei der „Brennprobe“ zum Nachweis des gebildeten Ethins reagiert es mit dem Sauerstoff der Luft gemäß



Früher wurde das so gewonnene Gas wegen seiner hell leuchtenden Flamme zum Betrieb von Gruben-, aber auch von Fahrradlampen benutzt und auch heute noch wird es wegen seiner hohen Verbrennungstemperatur zum Schweißen eingesetzt.

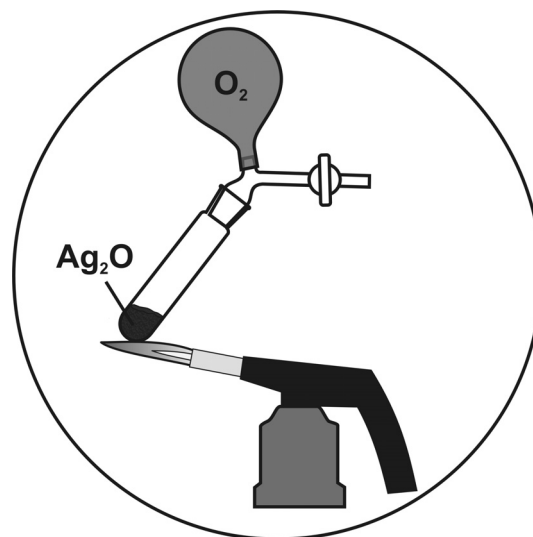
Der charakteristische „Carbidgeruch“ wird allerdings nicht vom Ethin verursacht, sondern stammt von Phosphin, das aus dem als Verunreinigung enthaltenen Calciumphosphid bei dessen Reaktion mit Wasser entsteht.

Reines Calciumcarbid bildet übrigens farblose, durchsichtige Kristalle. Das jedoch meist im Handel erhältliche technische Produkt besteht aus grauschwarzen oder braunen Brocken, deren Farbe auf Verunreinigungen durch Kohlenstoff oder Eisenoxid zurückzuführen ist. Daneben kann es noch geringe Mengen an Calciumoxid, dem bereits erwähnten Calciumphosphid, Calciumsulfid, Calciumnitrid und Siliziumcarbid enthalten.

Entsorgung:

Nach dem Abbrennen des Ethins lässt man den Rückstand unter dem Abzug weiter mit Wasser reagieren, neutralisiert die entstandene Calciumhydroxidlösung und gibt die wässrige Phase ins Abwasser.

Glühen von Silberoxid



Geräte:

Glasapparatur mit schwer schmelzbarem Reagenzglas mit Schliff
kleiner Luftballon
Stativ, Muffe, Klammer
Wasserstrahlpumpe
Streichhölzer oder Feuerzeug
Brenner
Holzspan

Chemikalien:

Silberoxid

Sicherheitshinweise:

Silberoxid (Ag_2O): O, C R8-34-44 S26-36/37/39-45



O



C

Bei der Arbeit sind Schutzhandschuhe und Schutzbrille zu tragen.

Versuchsdurchführung:

Vorbereitung: Man füllt ca. 2 g Silberoxid in das Reagenzglas mit Schliff, stülpt den Luftballon über den Aufsatz, baut danach die Apparatur zusammen und befestigt sie am Stativ. Anschließend evakuiert man sie leicht mit Hilfe einer Wasserstrahlpumpe.

Durchführung: Das schwarzbraune Silberoxid wird mäßig mit dem Brenner erhitzt, bis sich das gesamte Oxid zersetzt hat.

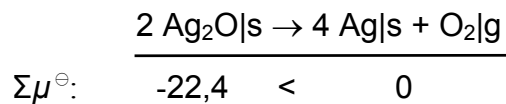
Beobachtung:

Die Substanz nimmt allmählich eine weißliche Farbe an. Die Entwicklung eines Gases ist am langsamen Aufblähen des Luftballons zu erkennen. Das Gas kann anschließend mit der Glimmspanprobe als Sauerstoff identifiziert werden. Im Reagenzglas bleibt weißes, leicht glänzendes Silbermetall zurück.

In einer vereinfachten Version des Experimentes wird das Silberoxid in ein normales hochschmelzendes Reagenzglas gefüllt und erhitzt. Der glimmende Holzspan wird dann direkt in die Öffnung des Reagenzglases eingeführt.

Erklärung:

Die Zersetzung von Silberoxid wird durch die folgende Reaktionsgleichung beschrieben:



⇒ Antrieb \mathcal{A} : **-22,4 kG**

Der Antrieb dieser Reaktion ist negativ, d.h., die Reaktion findet unter Normbedingungen (298 K, 101,3 kPa) nicht statt. Auf Grund des stark negativen Temperaturkoeffizienten α des Gases Sauerstoff wird der Vorgang jedoch durch eine Temperatursteigerung begünstigt und bei hinreichend hoher Temperatur einsetzen.

Stoff	Chemisches Potenzial μ^\ominus [kG]	Temperaturkoeffizient α [G/K]
Ag ₂ O s	-11,2	-121
Ag s	0	-43
O ₂ g	0	-205

Man kann die Mindesttemperatur T_Z für die Ag₂O-Zersetzung aus der Bedingung erhalten, dass die zusammengefassten chemischen Potenziale der Ausgangs- und Endstoffe gerade gleich sein müssen bzw. der Antrieb \mathcal{A} sein Vorzeichen wechselt:

$$\mathcal{A} = \mathcal{A}_0 + \alpha \cdot (T_Z - T_0) = 0.$$

Damit erhalten wir

$$T_Z = T_0 - \frac{\mathcal{A}}{\alpha} = 0.$$

Einsetzen des \mathcal{A}^\ominus - und α -Wertes liefert $T_Z \approx 465$ K.

Entsorgung:

Die Silberreste werden zur Aufarbeitung in einem gesonderten Gefäß gesammelt.