

Versuchsanleitungen

zur Videopräsentation



*“Das chemische Potenzial
in Experimenten”*

Regina Rüffler, Georg Job

MNU-Tag Hamburg

24. Februar 2017



Weitere Informationen auf der Homepage:

www.job-stiftung.de

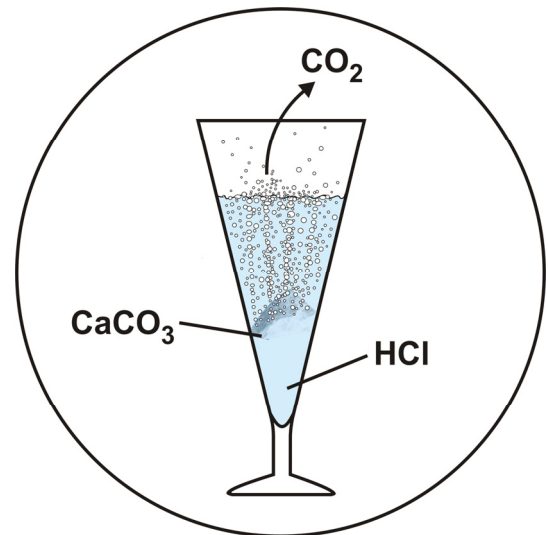
Auflösen von Marmor in Salzsäure

Geräte:

Kelchglas

Chemikalien:

Marmor oder „Kalkstein“ (Calciumcarbonat) in
Stücken (z. B. alte Marmorplatte)
Salzsäure (1 kmol m⁻³)



Sicherheitshinweise:

Salzsäure (HCl) (1 kmol m⁻³):



H290
P390, P406

Das Tragen einer Schutzbrille wird dringend empfohlen.

Versuchsdurchführung:

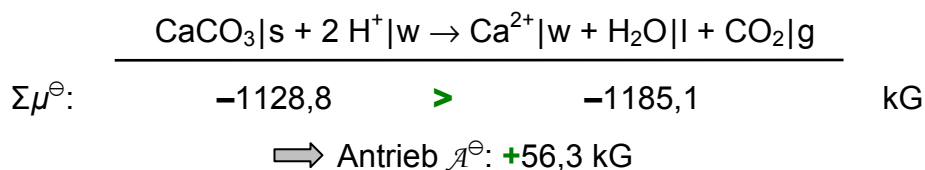
Zwei bis drei Marmorstücke (bzw. Kalksteinstücke) werden vorsichtig in ein Kelchglas geworfen, das zur Hälfte mit Salzsäure, einer wässrigen Lösung von Chlorwasserstoff, HCl, gefüllt ist.

Beobachtung:

Man beobachtet eine lebhafte Gasentwicklung.

Erklärung:

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



Dabei wurde berücksichtigt, dass HCl als starke Säure vollständig in Wasserstoff- und Chlorid-Ionen, H⁺ und Cl⁻, dissoziiert vorliegt. Für die Reaktion verantwortlich sind die H⁺-Ionen, während die Cl⁻-Ionen mehr oder minder unbeteiligt sind.

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 freiwillig ab.

Benötigte chemische Potenziale ($T = 298 \text{ K}$, $p = 100 \text{ kPa}$):

Stoff	Chemisches Potenzial μ^\ominus [kJ]
$\text{CaCO}_3 \text{s}$	-1128,8
$\text{H}^+ \text{w}$	0
$\text{Ca}^{2+} \text{w}$	-553,6
$\text{H}_2\text{O} \text{l}$	-237,1
$\text{CO}_2 \text{g}$	-394,4

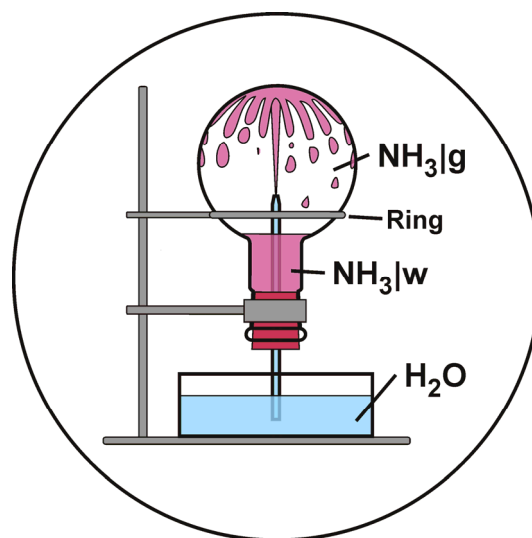
Entsorgung:

Nachdem sich die Marmorstücke 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:

konzentrierte Ammoniaklösung (NH₃):



H314, H400

P273, P280, P305 + P351 + P338, P309, P310

Natriumhydroxid (NaOH):



H314, H290

P280, P301 + P330 + P331, P309 + P310, P305 + P351 + P338

Phenolphthaleinlösung (C₁₂H₁₄O₄) (in Ethanol):



H226, H350, H341

P201, P210, P233, P281, P308 + P313

Ammoniak ist ein farbloses, stechend riechendes, stark ätzendes Gas, das insbesondere die Atmungsorgane und die Augen angreift. 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 mit 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.

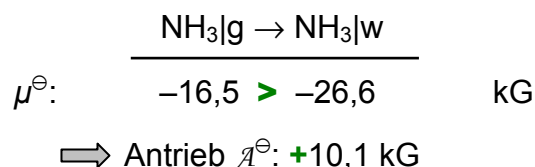
Durchführung: Die Wanne wird mit leicht angesäuertem entionisiertem Wasser gefüllt und etwas Phenolphthaleinlösung zugegeben. Darüber wird der Kolben umgekehrt, mit dem Glasrohr nach unten in das Stativ eingespannt und mit einem Ring gesichert. Das Ende des Steigrohrs muss hierbei weit in das Wasser 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:

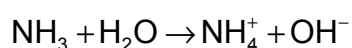
Ammoniakgas löst sich hervorragend in Wasser (1 L Wasser kann bei 20°C 702 L Ammoniakgas lösen!). Das Springbrunnenexperiment zeigt in eindrucksvoller Weise die Heftigkeit dieses Vorganges. Stoffdynamisch kann er mit Hilfe des chemischen Potentials beschrieben werden:



Da der Antrieb positiv ist, läuft der Vorgang freiwillig 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:

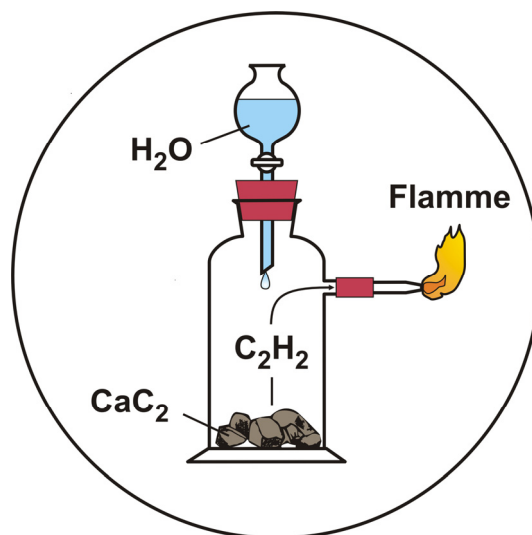
Die schwach basische Lösung wird mit wenigen Tropfen Salzsäure neutralisiert und in das Abwasser gegeben.

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):



H260
P223, P231 + P232, P370 + P378, P422

Ethin (Acetylen) (C_2H_2):



H220
P210

Calciumhydroxid ($\text{Ca}(\text{OH})_2$):



H318
P280, P305 + P351 + P338, P313

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:

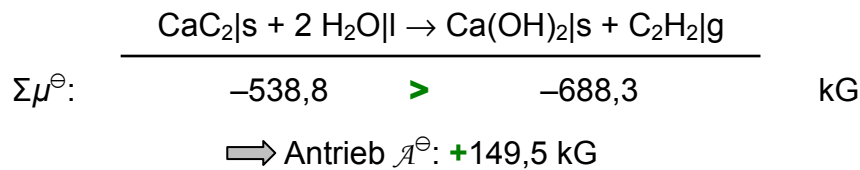
Der Tropftrichter wird mit Wasser, die Waschflasche mit einigen Calciumcarbidbrocken gefüllt. Man lässt **vorsichtig!** Wasser zutropfen, bis sich eine lebhafte Gasentwicklung einstellt. Dann schließt man den Hahn des Tropftrichters. Zunächst fängt man das ausströmende Gas in einem Reagenzglas auf und 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 Potentiale der Produkte ist geringer als die Summe der chemischen Potentiale der Edukte und die Reaktion läuft somit freiwillig ab.

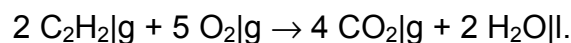
Benötigte chemische Potentiale ($T = 298$ K, $p = 100$ kPa):

Stoff	Chemisches Potenzial μ^\ominus [kG]
$\text{CaC}_2 \text{s}$	$-64,6$
$\text{H}_2\text{O} \text{l}$	$-237,1$
$\text{Ca}(\text{OH})_2 \text{s}$	$-898,2$
$\text{C}_2\text{H}_2 \text{g}$	$+209,9$

Das sehr niedrige chemische Potenzial des Calciumhydroxids auf der Produktseite sorgt dafür, dass ein Potenzialgefälle von den Reaktanten zu den Produkten hin besteht, obwohl das chemische Potenzial von Ethin größer 0 ist.

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.

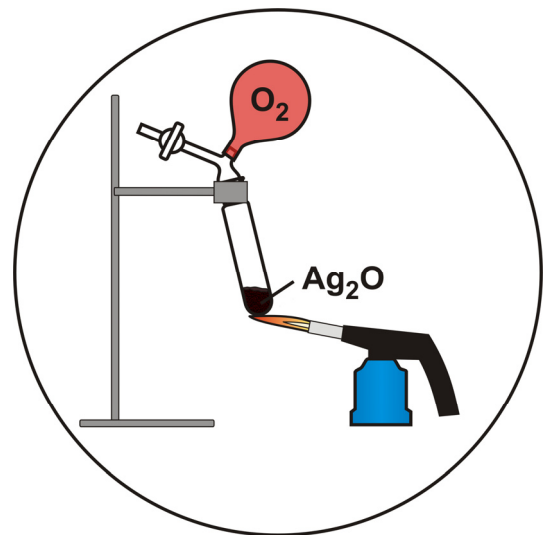
Entsorgung:

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):



H272, H314

P210, P301 + P330 + P331, P305 + P351 + P338, P309 + P310

Sauerstoff (O_2):



H270

P220, P370 + P376, P403

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.

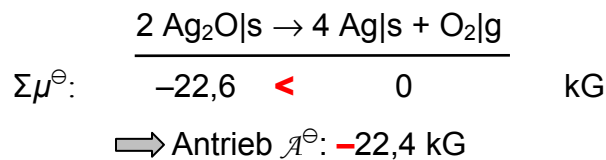
Beobachtung:

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 Umsatzformel beschrieben:



Der Antrieb dieser Reaktion ist negativ, d. h., die Reaktion findet unter Normbedingungen (298 K, 100 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.

Benötigte chemische Potenziale und Temperaturkoeffizienten ($T = 298 \text{ K}$, $p = 100 \text{ kPa}$):

Stoff	Chemisches Potenzial μ^\ominus [kG]	Temperaturkoeffizient α [G K ⁻¹]
Ag ₂ O s	-11,3	-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

$$T_Z = T_0 - \frac{\mathcal{A}_0}{\alpha}.$$

Einsetzen des \mathcal{A}^\ominus - und α -wertes, der gemäß $\alpha = 2 \cdot \alpha_{\text{Ag}_2\text{O}} - 4 \cdot \alpha_{\text{Ag}} - \alpha_{\text{O}_2}$ berechnet wird, liefert $T_Z \approx 465 \text{ K}$.

Entsorgung:

Die Silberreste werden zur Aufarbeitung in einem gesonderten Gefäß gesammelt.

Sieden durch Kühlen

Geräte:

1 L-Rundkolben mit Gummistopfen
Brenner oder Heizpilz
Becherglas
Wanne
Stativ, Muffen, Klemmen und Ring

Chemikalien:

Wasser
gestoßenes Eis

Sicherheitshinweise:

Die üblichen Vorsichtsmaßnahmen für das Arbeiten im Vakuum sind einzuhalten: Der Rundkolben darf keinerlei Beschädigungen („Sternchen“ etc.) aufweisen, und es ist stets eine Schutzbrille zu tragen. Schutz vor der Implosionsgefahr bietet auch eine Kunststoffummantelung z. B. mit selbstklebender Folie oder die Umhüllung mit einem Drahtnetz als Splitterschutz.

Versuchsdurchführung:

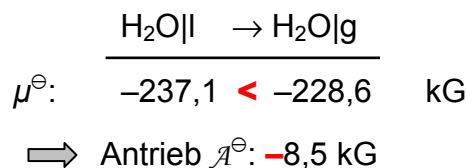
Der Rundkolben wird zur Hälfte mit Wasser gefüllt und anschließend werden einige Siedesteinchen hineingeworfen. Danach wird er mit dem Brenner über einem Keramikdrahtnetz oder im Heizpilz solange erhitzt, bis das Wasser lebhaft siedet. Nachdem die gesamte Luft durch den Wasserdampf aus dem Kolben vertrieben wurde, was einige Minuten beansprucht, wird er mit dem Gummistopfen dicht verschlossen. Der Kolben wird über der Wanne kopfüber mit einem (gepolsterten) Ring und einer Klemme an einem Stativ befestigt und von oben vorsichtig mit Eiswasser übergossen.

Beobachtung:

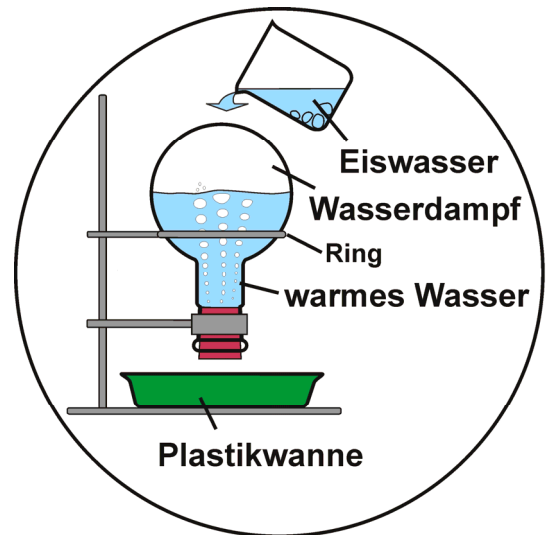
Das Wasser im Kolben beginnt heftig zu siedeln. Hört man mit dem Übergießen auf, so kommt auch das Wasser schnell wieder zur Ruhe. Das „Spiel“ kann mehrere Male wiederholt werden.

Erklärung:

Der Siedeprozess kann durch folgende Umsatzformel beschrieben werden:



Unter Normbedingungen ($T^\ominus = 298 \text{ K}$, $p^\ominus = 100 \text{ kPa}$) ist das chemische Potenzial von flüssigem Wasser geringer als das von Wasserdampf, der Prozess findet also freiwillig nicht statt.



Das chemische Potenzial von Gasen und damit auch von Wasserdampf ist jedoch besonders stark vom Druck abhängig und entsprechend groß ist auch der Druckkoeffizient β . Bei hinreichend kleinem Druck wird daher das chemische Potenzial von Wasserdampf einen niedrigeren Wert als das von Wasser besitzen, so dass das Wasser weit unter 100°C siedet.

Benötigte chemische Potenziale und Druckkoeffizienten ($T^\ominus = 298 \text{ K}$, $p^\ominus = 100 \text{ kPa}$):

Stoff	Chemisches Potenzial μ^\ominus [kJ]	Druckkoeffizient β [$\mu\text{G Pa}^{-1}$]
H ₂ O l	-237,1	18,1
H ₂ O g	-228,6	24,8·10 ³

Im Kolben befindet sich lediglich Wasser, d. h. flüssiges Wasser im Gleichgewicht mit seinem Dampf. Kühlt man das Oberteil und damit den darunter befindlichen Wasserdampf großflächig ab, kondensiert ein Teil des Dampfes und es kommt infolgedessen zu der erforderlichen Druckabnahme.

Eisen(III)-nitrat-Ammoniumthiocyanat-Gleichgewicht

Geräte:

großes Kelchglas
drei kleinere Kelchgläser
Glasstab

Chemikalien:

Eisen(III)-nitrat-Lösung (ca. $0,1 \text{ kmol m}^{-3}$)
Ammoniumthiocyanat-Lösung (ca. $0,1 \text{ kmol m}^{-3}$)
entionisiertes Wasser

Sicherheitshinweise:

Eisen(III)-nitrat-Nonahydrat ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{ H}_2\text{O}$):



H272, H315, H319
P302 + P352, P305 + P351 + P338

Ammoniumthiocyanat (NH_4SCN):



H332, H312, H302, H412
P273, P302 + P352

Es wird dringend empfohlen, eine Schutzbrille zu tragen.

Versuchsdurchführung:

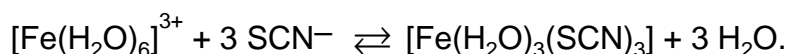
Man gibt je ca. 10 mL der Eisen(III)-nitrat- und der Ammoniumthiocyanat-Lösung in das große Kelchglas. Die entstandene blutrote Mischung wird mit Wasser verdünnt, bis sie eine bernsteingelbe Farbe aufweist. Anschließend wird die Lösung auf die drei kleineren Kelchgläser verteilt. In das erste Kelchglas werden nun zusätzlich ca. 20 mL Eisen(III)-nitrat-Lösung gegeben, in das dritte ca. 20 mL Thiocyanat-Lösung.

Beobachtung:

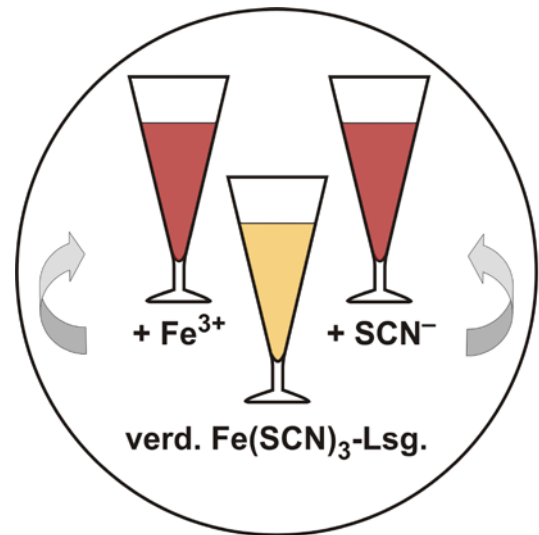
Die Lösungen färben sich in beiden Fällen wieder blutrot. Das zweite Kelchglas dient als Referenz.

Erklärung:

Zwischen den Eisenhexaquo-komplekxkationen und den Thiocyanatanionen auf der einen Seite und dem blutroten Eisenthio-cyanatkomplex auf der anderen Seite besteht ein Gleichgewicht, das vereinfachend durch folgende Umsatzformel beschrieben werden kann:



Wird nun das Massenwirkungsgesetz angewandt, so erhält man



$$\overset{\circ}{K}_c = \frac{c([\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{SCN})_3])}{c([\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) \cdot c(\text{SCN}^-)^3}$$

Das Lösemittel Wasser wird als reiner Stoff behandelt; daher taucht es in der Formel nicht auf.

Bei Verdünnung mit Wasser sinkt die Konzentration des Komplexes, aber auch die der freien Ionen. Dadurch würde der Nenner weitaus stärker abnehmen als der Zähler. Damit der Quotient konstant gleich $\overset{\circ}{K}_c$ bleibt, muss daher auch der Zähler entsprechend abnehmen: das Gleichgewicht wird auf die Seite der Edukte verschoben, d.h., der Eisenthiocyanatkomplex zerfällt wieder in die Eisenhexaquo-komplekationen und die Thiocyanatanionen. Die nun braungelbe Farbe kommt vom Eisenhexaquo-komplex.

Bei der Zugabe von zusätzlichen Eisen(III)-ionen wird hingegen der Nenner erhöht. Wieder müssen sich alle Stoffkonzentrationen in der Weise verändern, dass die Gleichgewichtskonstante ihren Wert beibehält. Dazu reagieren die zusätzlichen Eisenhexaquo-komplekationen mit den bereits vorhandenen Thiocyanatanionen unter erneuter Eisenthiocyanatbildung; das Gleichgewicht wird also wieder zurück auf die Produktseite verschoben. Nach dem gleichen Prinzip verläuft auch die Reaktion im dritten Kelchglas bei der Zugabe von zusätzlichen Thiocyanatanionen.

Entsorgung:

Die Lösungen werden in den gekennzeichneten Behälter für die Sondermüllbeseitigung gefüllt.

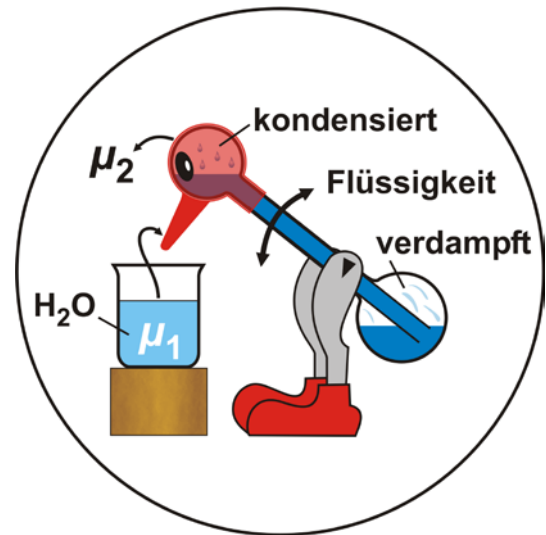
Trinkende Ente

Geräte:

Ente
Becherglas
u. U. Unterlage
Vakuumbglocke
u. U. Hebevorrichtung

Chemikalien:

Wasser



Versuchsdurchführung und -beobachtung:

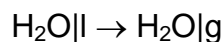
Das Becherglas sollte zweckmäßigerweise eine solche Höhe besitzen, dass die Ente bei annähernd waagerechter Haltung mit ihrer Schnabelspitze in das Wasser eintaucht. Eingeleitet wird der Versuch durch ein ausgiebiges Befeuchten des Kopffilzes. Danach beginnt die Ente in periodischen Abständen zu „trinken“, d. h. sie neigt sich schwankend, taucht den Schnabel ins Wasser, pendelt zurück und beginnt das Spiel von vorn.

Nach mehrmaligem Hin- und Hernicken wird über Ente und Becherglas die Glasglocke gestülpt: Die Ente bleibt nach einiger Zeit stehen. Beschleunigt wird dieser Vorgang durch ein leichtes Anfeuchten der Glockeninnenwand. Wird die Glocke entfernt, fängt die Ente wieder an zu „trinken“.

Setzt man die Ente in eine entsprechende Vorrichtung ein, so kann ihre Bewegung genutzt werden, um ein Gewicht anzuheben.

Erklärung:

Die Ente ist eine Stoffkraftmaschine, die die chemische Potenzialdifferenz zwischen dem flüssigen Wasser im Becherglas (μ_1) und dem Wasserdampf in der Umgebungsluft (μ_2) ausnutzt. Auf Grund des Phänomens der Massenwirkung liegt das Potenzial des in der Luft verdünnten Wasserdampfes unterhalb desjenigen von flüssigem Wasser, der Verdunstungsvorgang



läuft also freiwillig ab.

Der dem Gefälle des chemischen Potenzials, $\mu_1 \rightarrow \mu_2$, folgende Dampfstrom vom Filz in die Umgebungsluft ist mit einem Entropiestrom gekoppelt. Der Dampf schleppt etwa dreimal so viel Entropie mit, wie in dem flüssigen Wasser vorher enthalten war. Dadurch kühlt der nasse Filz aus, und es beginnt Entropie aus dem Innern des Kopfes nachzuströmen, so dass sich der Kopf relativ zum Hinterteil abkühlt und ein Teil des Dampfes der sehr niedrig siedenden Füllflüssigkeit darin kondensiert. Zum Ausgleich des entstehenden Unterdruckes steigt Flüssigkeit aus dem unteren Behälter durch das Steigrohr in den Kopf. Dadurch verlagert sich der Schwerpunkt der Ente schließlich so weit nach oben, dass sie nach vorn kippt. Beim dadurch hervorgerufenen „Trinken“ gelangt das untere Ende des Steigrohres über die Flüssigkeitsoberfläche, so dass nun Dampf nach oben und zugleich Flüssigkeit abwärts strömen kann, der Dampfdruck also wieder ausgeglichen wird. Der Schwerpunkt kehrt in die Ausgangslage zurück, die Ente richtet

sich auf und das Spiel beginnt von vorn. Solange der Kopf der Ente feucht bleibt, wiederholt sich der Vorgang des „Trinkens“ periodisch.

Wenn die Glasglocke über Ente und Wasser gestellt wird, reichert sich die Luft darunter immer mehr mit Wasserdampf an. Die chemischen Potentiale von Wasser und (gesättigtem) Wasserdampf werden gleich, so dass die Potenzialdifferenz für den Antrieb Null wird: Die Ente kommt zum Stehen.

Der Einsatz der Ente in der Hebevorrichtung belegt, dass es sich tatsächlich um eine Stoffkraftmaschine handelt. So kann mit ihrer Hilfe die beim Übergang vom höheren Potenzial μ_1 des flüssigen Wassers im Becherglas zum niedrigeren Potenzial μ_2 des in der Umgebungsluft verdünnten Wasserdampfes gelieferte Energie ($W < 0$) genutzt werden:

$$W = n(\mu_2 - \mu_1).$$

n stellt die Stoffmenge des Wassers dar.

Bezugsquelle:

z. B. Deutsches Museum Shop (auch Internet-Versandhandel: www.deutsches-museum-shop.com), Experimentis Shop (www.experimentis-shop.de), u. U. ebay