

DAS CHEMISCHE GLEICHGEWICHT

REVERSIBLE REAKTIONEN

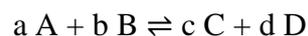
Viele chemische Vorgänge sind umkehrbar, das heißt, die Produkte reagieren wieder zu ihren Edukten. Das Reaktionsgeschehen wird also durch den gleichzeitigen Ablauf zweier Reaktionen, der Hin- und Rückreaktion, bestimmt. Solche Reaktionen nennt man reversibel. Gekennzeichnet wird dies durch einen Doppelpfeil \rightleftharpoons in der Reaktionsgleichung. [1, S. 156]

DAS MASSENWIRKUNGSGESETZ UND DIE GLEICHGEWICHTSKONSTANTE

Bei der Hinreaktion nimmt die Konzentration der Edukte kontinuierlich ab, sodass auch die Geschwindigkeit der Hinreaktion zusehends langsamer wird. Gleichzeitig nimmt die Produktkonzentration zu, was eine Beschleunigung der Rückreaktion bewirkt. [2, S. 193]

Nach einiger Zeit wird ein Zustand erreicht, bei dem in gleicher Zeit genauso viele Produkte wie Edukte gebildet werden. Die Geschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion sind also gleich. Nach außen hin sind keine Veränderungen mehr zu erkennen, da die Konzentrationen konstant bleiben. Dieser Zustand wird als **chemisches Gleichgewicht** bezeichnet. Dennoch findet auf Teilchenebene ein Stoffumsatz statt, sodass man von einem **dynamischen Gleichgewicht** spricht. [1, S. 157]

Allgemein lässt sich eine reversible Reaktion folgendermaßen darstellen (a, b, c und d stellen stöchiometrische Koeffizienten dar, A und B die Edukte, C und D die Produkte).



Setzt man die Variablen in die Geschwindigkeitsgleichung ein, so ergibt sich:

$$v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot c^a(A) \cdot c^b(B)$$

$v_{\text{hin/rück}}$: Geschwindigkeit der Hinreaktion/Rückreaktion

$$v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \cdot c^c(C) \cdot c^d(D)$$

$k_{\text{hin/rück}}$: Geschwindigkeitskonstanten der Hinreaktion/Rückreaktion

c: Konzentration

Im chemischen Gleichgewicht gilt, wie oben erwähnt: $v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}}$

Daraus folgt für die Geschwindigkeitsgleichungen:

$$k_{\text{hin}} \cdot c^a(A) \cdot c^b(B) = k_{\text{rück}} \cdot c^c(C) \cdot c^d(D)$$

Nach Umstellen dieser Gleichung erhält man das sog. „**Massenwirkungsgesetz**“ (MWG).
[1, S. 158]

$$K = \frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} = \frac{c^c(C) \cdot c^d(D)}{c^a(A) \cdot c^b(B)}$$

Das MGW besagt:

„Eine chemische Reaktion kommt bei gegebener Temperatur dann zum Stillstand („Gleichgewichtszustand“), wenn der Quotient aus dem Produkt der Konzentrationen der Reaktionsprodukte und dem Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe einen bestimmten, für die Reaktion charakteristischen Zahlenwert K erreicht hat.“ [3, S. 187]

Entdeckt wurde das Massenwirkungsgesetz im Jahre 1867 von den Naturwissenschaftlern C. M. Guldberg und P. Waage. [3, S. 187]

PRINZIP DES KLEINSTEN ZWANGS

1888 formulierte der französische Chemiker Henry Le Chatelier das „Prinzip des kleinsten Zwangs“.

„Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System durch Änderung der äußeren Bedingungen einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht derart, dass es dem äußeren Zwange ausweicht.“ [3, S. 199]

Ein Gas oder ein gelöster Stoff wird durch drei Größen charakterisiert: Druck, Konzentration und Temperatur.

Durch diese drei Bedingungen lassen sich Reaktionen und somit das chemische Gleichgewicht beeinflussen.

Einfluss der Reaktionsbedingungen [1, S. 168]		
Reaktionsbedingung		Auswirkung
Temperatur	Erhöhung	Begünstigt endotherme Reaktion
	Verringerung	Begünstigt exotherme Reaktion
Druck	Erhöhung	Begünstigt Gasreaktionen, die unter Volumenabnahme verlaufen
	Verringerung	Begünstigt Gasreaktionen, die unter Volumenzunahme verlaufen
Konzentration	Änderung der Konzentration eines oder mehrerer Reaktionsteilnehmer	<ul style="list-style-type: none">- keine Beeinflussung der Gleichgewichtslage ($K = \text{konstant}$)- Veränderung der Ausbeute durch Störung des Gleichgewichts- Erhöhung der Ausbeute durch Einsatz eines Edukts im Überschuss oder durch Entfernen eines Produkts aus dem Gleichgewicht.

„Katalysatoren haben **keinen Einfluss auf die Lage** des chemischen Gleichgewichts und auf die Ausbeute einer Reaktion. Sie **beschleunigen nur die Einstellung** des Gleichgewichts.“ [1, S. 168]

EXPERIMENTE

Abhängigkeit des Gleichgewichts von der Konzentration

Chemikalien und Geräte

- Kaliumchromat-Lösung ($\text{K}_2\text{CrO}_{4(\text{aq})}$)
- verdünnte Schwefelsäure ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$)
- Natriumhydroxid-Plätzchen ($\text{NaOH}_{(\text{s})}$)
- Becherglas
- Tropfpipette
- Magnetrührer, Rührfisch

Durchführung

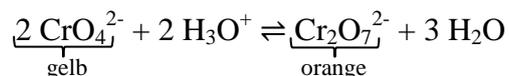
Zu einer Kaliumchromatlösung gibt man tropfenweise verdünnte Schwefelsäure, bis eine Farbänderung sichtbar wird. Im Anschluss daran fügt man zu der resultierenden Lösung Natriumhydroxid-Plätzchen hinzu.

Beobachtung

Durch Zugabe von Schwefelsäure schlägt die Farbe von gelb nach orange um. Nachdem man die Natriumhydroxid-Plätzchen in die Lösung gegeben hat, erhält die Flüssigkeit wieder ihre ursprüngliche Gelbfärbung.

Erklärung

In der Lösung herrscht ein Gleichgewicht zwischen Chromat- und Dichromat-Ionen:



Durch den Schwefelsäurezusatz wird die Oxoniumionenkonzentration erhöht, dadurch verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts, also auf die Seite der Produkte, was eine Orangefärbung der Lösung zur Folge hat. Gibt man hingegen die Natriumhydroxid-Plätzchen hinzu verlagert sich das Gleichgewicht auf die Seite der Edukte (Gelbfärbung), da die entstandenen Hydroxidionen mit den Oxoniumionen zu Wasser reagieren, also die Oxoniumkonzentration abnimmt. [4, S. 200] [1, S. 168]

Tipp

Natriumhydroxid-Plätzchen vorher etwas zerkleinern.

Entsorgung

Chromate zu Chrom(III) mit einer Natriumsulfit-Lösung reduzieren und in den Sonderabfall für Schwermetallverbindungen entsorgen. [4, S. 32]

Abhängigkeit des Gleichgewichts vom Druck

Chemikalien und Geräte

- Kupferspäne (Cu)
- konzentrierte Salpetersäure (HNO₃)
- Reagenzglas mit Gasableitungsrohr, Gummistopfen
- 2 Kolbenprober mit Hahn
- Tropfpipette
- Spatel
- Reagenzglasgestell

Durchführung

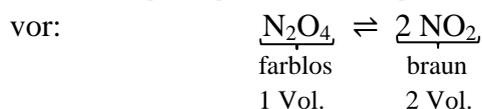
Zuerst tropft man konzentrierte Salpetersäure auf die Kupferspäne. Es ist wichtig diesen Vorgang im Abzug durchzuführen. Anschließend wird ein Kolbenprober mit dem entstehenden Stickstoffdioxid/Distickstofftetraoxid-Gemisch bis zur Hälfte befüllt, danach wird der Hahn wieder verschlossen. Das Eindrücken des Stempels führt zu einer Druckerhöhung im Innenraum, zieht man den Stempel wieder heraus, verringert sich der Druck.

Beobachtung

Wird der Druck durch das Eindrücken des Stempels erhöht, ist eine Aufhellung des Gases zu beobachten. Eine Druckverminderung hingegen bewirkt eine Braunfärbung des Gases.

Erklärung

Im Gas liegt folgendes Gleichgewicht zwischen Stickstoffdioxid und Distickstofftetraoxid



Wenn der Druck im Innenraum des Kolbenprobers größer wird, verlagert sich das Gleichgewicht auf die Seite des Edukts (Aufhellung), da eine Druckerhöhung die unter Volumenabnahme verlaufende Reaktion begünstigt. Dagegen verschiebt das Herausziehen des Stempels, also eine Verringerung des Drucks, das Gleichgewicht nach rechts. Es wird nun die Reaktion bei der das Volumen zunimmt, also die Bildung des Stickstoffdioxids, begünstigt, was eine Braunfärbung des Gemisches zur Folge hat. [4, S. 203-204] [1, S. 168]

Tipp

Für das Experiment muss der Kolbenprober absolut dicht sein. [4, S. 203-204]

Entsorgung

Das in Wasser gelöste Kupfernitrat wird auf einen pH-Wert größer als acht gebracht und in den Sondermüll für Schwermetallverbindungen gegeben. Das Stickstoffdioxid/Distickstofftetraoxid-Gemisch wird in den Abzug eingeleitet. [5, S. 9, 77] [6, S. 192]

Abhängigkeit des Gleichgewichts von der Temperatur

Chemikalien und Geräte

- lösliche Stärke
- Iod (I₂)
- Kaliumiodid (KI)
- Wasser (H₂O)
- Tropfpipette
- Thermometer
- Kochplatte
- Bechergläser (250 ml, 600 ml, 600 ml)
- Reagenzglas und Gummistopfen
- Reagenzglasgestell

Durchführung

Am Anfang bereitet man die Stärkelösung und die Iod-Kaliumiodidlösung vor. Für die Stärkelösung löst man 1 g Stärke in 100 ml Wasser und lässt dies kurz aufkochen. Um die Iod-Kaliumiodidlösung herzustellen, gibt man 1 g Iod und 2 g Kaliumiodid in ein Becherglas und füllt dies mit Wasser auf 300 ml auf. Nachdem die Stärkelösung wieder erkaltet ist, füllt man sie in ein Reagenzglas, sodass es halbvoll ist. Anschließend wird die Iodtinktur hinzu gegeben und jedes Mal gut vermischt. Es wird so viel Iod-Kaliumiodidlösung dazu getropft bis die Blaufärbung auch nach 1-2 min noch deutlich erkennbar bleibt. Gleichzeitig wird ein Wasserbad (600 ml Becherglas mit Wasser) mit einer Temperatur von ca. 60 °C vorbereitet. Nun wird das Reagenzglas mit der blauen Flüssigkeit in das Wasserbad gestellt. Beobachte, was mit der Lösung geschieht. Danach kann man die Substanz erneut abkühlen, indem man das Reagenzglas beispielsweise in einen kalten Wasserstrahl hält. Diese Vorgänge können beliebig oft wiederholt werden.

Beobachtung

Wird das Reagenzglas in das heiße Wasserbad gestellt, verschwindet die Blaufärbung der Substanz, sie wird farblos. Beim erneuten Abkühlen der Lösung kehrt die blaue Färbung langsam wieder zurück.

Erklärung

In der Lösung liegt folgendes Gleichgewicht vor:



Die Bildung des Iod-Stärke-Komplexes verläuft exotherm. Wenn die Lösung erwärmt wird verschiebt sich das Gleichgewicht nach links, also auf die Seite der Edukte, da durch die Erwärmung die endotherme Reaktion begünstigt wird. Die Flüssigkeit wird farblos. Beim Abkühlen des Gemisches läuft bevorzugt die exotherme Reaktion, Bildung des Iod-Stärke-Komplexes, ab, was wiederum zur Blaufärbung führt. [7-9] [1, S. 168]

Tipp

Die Lösung nicht mit zu viel Iod konzentrieren, da sich sonst beim Erhitzen das Blau des Komplexes in das Gelbbraun des Triiodid-Anions umwandelt. [7]

Entsorgung

Die verdünnte Iod-Kaliumiodidlösung und die Iodstärke werden in den Sammelbehälter D gegeben. [5, S. 9, 73] [6, S. 114]

Reaktionsbeschleunigung durch einen Katalysator

Chemikalien und Geräte

- Wasserstoffperoxid (H₂O₂)
- Mangan-dioxyd (MnO₂, Braunstein)
- Overheadprojektor
- Kristallisierschale
- Spatel

Durchführung

Die Kristallisierschale wird mit Wasserstoffperoxid gefüllt und auf den Overheadprojektor gestellt. Anschließend gibt man eine Spatelspitze voll Mangan-dioxyd dazu.

Beobachtung

Vorerst kann man keine Reaktion beobachten. Nachdem Braunstein hinzugefügt wurde, entwickelt sich Gas.

Erklärung

Bei Raumtemperatur ist Wasserstoffperoxid eine metastabile Verbindung, bei höheren Temperaturen hingegen zerfällt es unter Wärmeentwicklung in Wasser und Sauerstoff.



Braunstein wirkt bei dieser Reaktion als Katalysator. Er verringert also die Energie des Übergangszustands, somit auch die Aktivierungsenergie, und beschleunigt auf diese Weise die Hin- und Rückreaktion gleichermaßen, was man an der nun sofort einsetzenden Gasentwicklung gut erkennen kann. Katalysatoren, in unserem Fall Mangan-dioxyd, bewirken also eine schnellere Gleichgewichtseinstellung, ändern jedoch nichts an der Lage des Gleichgewichts. [2, S. 203, 535-536] [4, S. 197]

Entsorgung

Wasserstoffperoxid wird mit Natriumthiosulfat reduziert und danach ins Abwasser gegeben. Braunstein darf man im Hausmüll entsorgen. [6, S. 197] [10, S. 44] [11, S. 39]

LEHRPLANBEZUG [12-14]

- Jahrgangsstufe 8, Zweig I: Ch 8.3
Chemische Reaktionen
Katalyse, Bedeutung
 - Jahrgangsstufe 9, Zweig II/III: Ch 9.3
Chemische Reaktionen
Katalyse im Überblick
 - Jahrgangsstufe 9, Zweig I: Ch 9.3 Säuren und Basen
pH-Wert und pH-Skala
 - Jahrgangsstufe 10, Zweig I: Ch 10.2 Sauerstoffhaltige organische Verbindungen
Ester: Herstellung einfacher Ester, Kondensation und Hydrolyse, Vorkommen und Verwendung
- Zweig I:** mathematisch-naturwissenschaftlich-technischer Bereich
Zweig II: wirtschaftlicher Bereich
Zweig III a: zweite Fremdsprache Französisch
Zweig III b: musisch-gestaltend oder hauswirtschaftlich oder sozialer Bereich

QUELLEN

- [1] E. KEMNITZ, R. SIMON (Herausgeber): **Duden - Abiturwissen Chemie**, 2007, 2. aktualisierte Auflage, Mannheim, Dudenverlag Mannheim, S. 156-158, 168.
- [2] A. F. HOLLEMAN, E. WIBERG: **Lehrbuch der Anorganischen Chemie**, 2007, 102. Auflage, Berlin, Walter de Gruyter, S. 193, 203, 534-536.
- [3] A. F. HOLLEMAN, E. WIBERG: **Lehrbuch der Anorganischen Chemie**, 1995, 101. Auflage, Berlin, Walter de Gruyter, S. 187, 199.
- [4] K. HÄUSLER, H. RAMPF, R. REICHEL: **Experimente für den Chemieunterricht**, 1995, 2. Auflage, Oldenbourg, Oldenbourg Schulbuchverlag, S. 200, 32, 203-204, 197.
- [5] DEUTSCHE GESETZLICHE UNFALLVERSICHERUNG (Herausgeber): **BG/GUV SR 2004 Stoffliste zur BG/GUV-SR 2003 Unterricht in Schulen mit gefährlichen Stoffen** [Onlinefassung], verfügbar unter: http://www.uni-saarland.de/uploads/media/GUV-SR_2004_-_Stoffliste_zur_GUV-SR_2003.pdf [Stand: 11.12.13], 2010, Berlin, S. 9, 73, 77.
- [6] UNIVERSITÄT REGENSBURG: **Betriebsanweisungen zum Anorganischen Praktikum II** [online], verfügbar unter: <http://www.uni-regensburg.de/chemie-pharmazie/anorganische-chemie-pfutzner/medien/data-demo/betriebsanweisungen.pdf> [Stand: 19.11.2013], S. 192, 114, 197.
- [7] R. BLUME: **Versuch: Temperaturabhängigkeit der Bildung des Iod/Stärke-Komplexes** [online], verfügbar unter: http://www.chemieunterricht.de/dc2/mwg/mwg_v10.htm [Stand: 10.11.2013].
- [8] R. BLUME: **wichtige Reagenzlösungen: Lugol Lösung** [online], verfügbar unter: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/auto/reagenzl.htm> [Stand: 10.11.2013].
- [9] H. BOECK, J. ELSNER, H. KEUNE, A. KOMETZ: **Chemische Schalexperimente, Band 1, Anorganische Chemie**, 1998, 1. Auflage, 2. Druck 2009, Berlin, Volk und Wissen Verlag, S. 264.
- [10] BUNDESVERBAND DER UNFALLKLASSEN (Herausgeber): **GUV-SR 2004 (bisher GUV 19.16A) Regeln für Sicherheit und Gesundheitsschutz Anhang 1 zur GUV-Regel Umgang mit Gefahrstoffen im Unterricht-Gefahrstoffliste**, Ausgabe Januar 1998 aktualisierte Fassung Juli 2002, München, S. 44.
- [11] BUNDESVERBAND DER UNFALLKLASSEN (Herausgeber): **GUV-SR 2003 (bisher GUV 19.16) Regeln für Sicherheit und Gesundheitsschutz Regeln für Sicherheit und Gesundheitsschutz beim Umgang mit Gefahrstoffen im Unterricht**, Ausgabe Januar 1998 aktualisierte Fassung Januar 2000, München, S. 39.
- [12] STAATSNSTITUT FÜR SCHULQUALITÄT UND BILDUNGSFORSCHUNG: **8 Chemie I** [online], verfügbar unter: <http://www.isb.bayern.de/download/8609/ch8.pdf> [Stand: 16.11.2013].
- [13] STAATSNSTITUT FÜR SCHULQUALITÄT UND BILDUNGSFORSCHUNG: **9 Chemie I und 9 Chemie II/III** [online], verfügbar unter: <http://www.isb.bayern.de/download/8610/ch9.pdf> [Stand: 16.11.2013].
- [14] STAATSNSTITUT FÜR SCHULQUALITÄT UND BILDUNGSFORSCHUNG: **10 Chemie I** [online], verfügbar unter: <http://www.isb.bayern.de/download/8608/ch10.pdf> [Stand: 16.11.2013].