

Kapitel 19: Das chemische Gleichgewicht

Inhalt

Kapitel 19: Das chemische Gleichgewicht.....	1
Inhalt.....	2
Chemisches Gleichgewicht I: reversible Reaktionen.....	3
Chemisches Gleichgewicht II: Reaktion von Chromat- und Dichromationen.....	4
Chemisches Gleichgewicht III: Bildung von Eisenthiocyanat.....	5
Chemisches Gleichgewicht III: Untersuchung der Bildung von Essigsäuremethylester.....	6
Konzentrationsbestimmung der gebildeten Produkte:.....	6
Messprotokoll einer Veresterungs- /Verseifungsreaktion.....	7
Chemisches Gleichgewicht IV.....	8
Merkmale eines chemischen Gleichgewichts.....	9
Beispiele für Gleichgewichtsreaktionen.....	10
a) Das Chromat - Dichromatgleichgewicht, ein Säure-Base-Gleichgewicht.....	10
b) NO ₂ und N ₂ O ₄ - ein chemisches Gasgleichgewicht.....	11
Einstellung des chemischen Gleichgewichtes	12
c) Wasserstoff-Iod-Redox-Gasgleichgewicht.....	12
Das Massenwirkungsgesetz am Beispiel des Iodwasserstoffgleichgewichts.....	13
Aussagen des MWG.....	14
Was bedeutet hohes / niedriges K _c ?	14
Kann man Gleichgewichte beeinflussen?.....	15
a) Beispiel 1: Das Eisenchlorid - Eisenthiocyanat-Gleichgewicht.....	15
b) Das Prinzip des kleinsten Zwanges.....	15
c) Beeinflussung der Gleichgewichtskonstanten k durch Temperaturveränderung.....	16
d) Beispiel 2: Temperaturabhängigkeit des Stickoxidgleichgewichts.....	16
Das Kohlenstoffdioxidgleichgewicht.....	17
Wie reagiert das Kohlenstoffdioxidgleichgewicht auf Änderungen?.....	18
Das Prinzip des kleinsten Zwanges von Le Chatelier und Braun (1888):.....	18
Aufgabe: Sauerstofflöslichkeit in Wasser.....	20
Dissoziation der Kohlensäure.....	21
Konzentrationsabhängigkeit des Gleichgewichts II.....	22
Konzentrationsabhängigkeit des Gleichgewichts III.....	23
Druckabhängigkeit des Gleichgewichts.....	24
Druckabhängigkeit des Stickoxidgleichgewichts.....	25
Aufgaben zum MWG.....	26

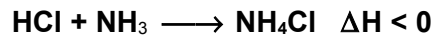
Chemisches Gleichgewicht I: reversible Reaktionen

Demonstrationsexperiment:

V1: Salzsäure und Ammoniak aus geöffneten Flaschen werden nebeneinander gehalten.

B1: Es bildet sich ein hellgrauer Rauch

S1: Ammoniumchlorid ist entstanden



V2: Ammoniumchlorid wird im Reagenzglas erhitzt. An den Rand des Reagenzglases wird angefeuchtetes Indikatorpapier befestigt.

B2: Das Indikatorpapier färbt sich rot

S2: Ammoniumchlorid zersetzt sich zu Chlorwasserstoff und Ammoniak



⇒ **Chemischen Reaktionen sind (zum großen Teil) umkehrbar (reversibel).**

Schülerversuche:

V3: Trocken von blauem CuSO_4 in der Brennerflamme, dann erneute Wasserzugabe (vorher abkühlen lassen).

V4: Zu Calciumoxid wird Wasser gegeben und die Temperatur mit den Händen oder einem Thermometer gemessen. Das Gemisch wird dann in der Brennerflamme erhitzt. Ordne die Begriffe exotherm und endotherm zu!

B: Die Reaktionen bei V3 und V4 sind offensichtlich umkehrbar.

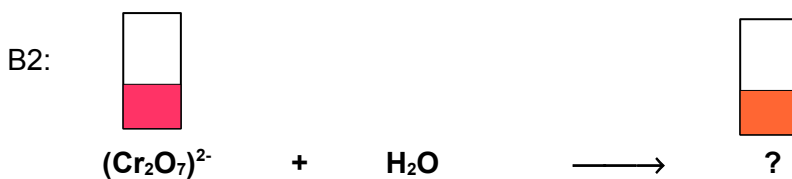
S: (Alle) Reaktionen sind umkehrbar (=reversibel). Allerdings lassen es oft die Umstände nicht zu eine Reaktion mal einfach so rückgängig zu machen.

Die Reaktionsenthalpien für Hin- und Rückreaktion weisen grundsätzlich umgekehrte Vorzeichen auf. Der Betrag ist dabei exakt gleich!

Chemisches Gleichgewicht II: Reaktion von Chromat- und Dichromationen

Lehrerversuch: Etwas Kaliumchromat und etwas Kaliumdichromat (erbgutschädigend) werden in Wasser gelöst. Dann wird zur Kaliumchromatlösung Schwefelsäure und zur Kaliumdichromatlösung Wasser zugegeben.

Wie kann man die Farbe des Produktes erklären?



S:

Chromationen (gelb) reagieren mit Säure zu Dichromationen (hellrot). Die Reaktion kann durch Zugabe von Wasser umgekehrt werden, d.h. Dichromationen reagieren mit Wasser zu Chromationen. Aber offensichtlich laufen die Reaktionen beide nicht vollständig ab. Es bleibt in jedem Fall auch Edukt in der Produktlösung erhalten. Es kommt zur Mischfarbe orange!

Bei vielen Reaktionen laufen Hin- und Rückreaktion gleichzeitig (und ohne Ende permanent) ab. Es liegt nach einer gewissen Zeit der Einstellung ein Gleichgewicht vor. Ein Kennzeichen von chemischen Gleichgewichten ist das Vorhandensein von Produkten und Edukten!

Aufgaben:

1. Gibt man zu Dichromatlösung Lauge (OH^-), so entsteht wieder gelbe Chromatlösung. Kannst Du begründen warum?

2. Eine Aufgabe um Durchblick zu schaffen: Ist es egal ob man von Dichromat oder Kaliumdichromat spricht - und ist es egal, ob man die Reaktionsgleichung mit Dichromat oder Kaliumdichromat aufstellt?

Chemisches Gleichgewicht III: Bildung von Eisenthiocyanat

1. Versuche

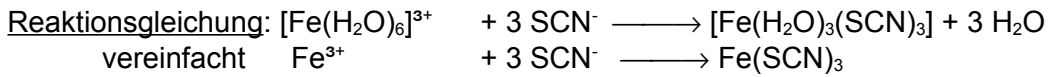
V1a:

Durchführung: Man löst in je 300 ml Wasser:

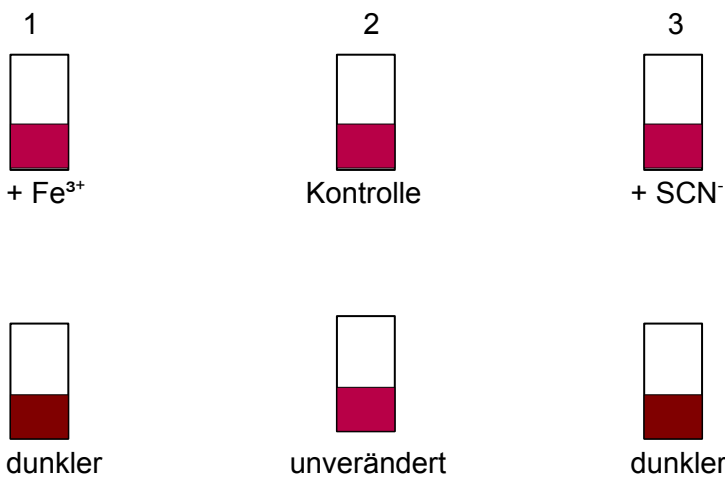
0,27 g (0,001 mol) Eisentrichlorid

0,29 g (0,003 mol) Kaliumthiocyanat 0,29g (KSCN)

und gibt die Lösungen zusammen.



V1b: Aufteilung in 3 Reaktionsgefäße:



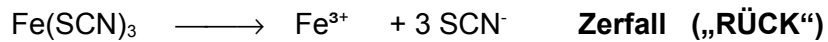
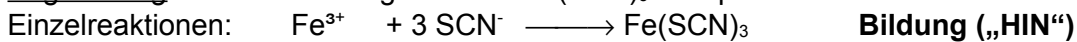
Schlussfolgerung:

1) In der Lösung 1 müssen noch SCN^- vorhanden gewesen sein.

2) In der Lösung 3 müssen noch Fe^{3+} vorhanden gewesen sein.

=> Die Ausgangsreaktion (I) verlief nicht vollständig !

Begründung: Instabilität des gebildeten $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ -Komplexes !



Chemisches Gleichgewicht III: Untersuchung der Bildung von Essigsäuremethylester

Langzeitversuch:

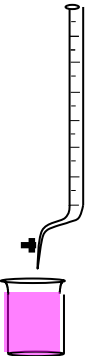
In einen Erlenmeyerkolben werden 0,4mol Essigsäure (2,4g/ 2,3ml) und 0,4mol Ethanol (1,8g/ 2,2ml) vermischt und dann wird etwas Schwefelsäure hinzugegeben.

In einem zweiten Kolben werden 0,4mol Essigsäuremethylester (3,5g/ 3,9ml) und 0,4mol Wasser (7,2ml) und etwas Schwefelsäure vermischt¹.

Konzentrationsbestimmung der gebildeten Produkte:

Durch Pipettieren von entnommenen Probelösungen wird die Konzentration bestimmt. Dazu verdünnt man die entnommene Lösung mit 120ml Wasser und fügt etwas Phenolphthalein als Indikator hinzu.

Aus einer Bürette wird nun solange Natronlauge zugefügt ($c_{\text{NaOH}} = 1 \text{ mol/l}$), bis ein Farbumschlag (hier Pinkfärbung) eintritt.



Ergebnisse der Konzentrationsmessung:

Gefäß 1	Essigsäure	Ethanol	Essigsäureethylester	Wasser
Vor der Reaktion	0,4 mol	0,4 mol	0 mol	0 mol
Nach einiger Zeit	0,14 mol	0,14 mol	0,26 mol	0,26 mol

Gefäß 2	Essigsäure	Ethanol	Essigsäureethylester	Wasser
Vor der Reaktion	0 mol	0 mol	0,4 mol	0,4 mol
Nach einiger Zeit	0,14 mol	0,14 mol	0,26 mol	0,26 mol

Es handelt sich um eine umkehrbare Reaktion, eine so genannte Gleichgewichtsreaktion. Bei umkehrbaren Reaktionen laufen Hin- und Rückreaktion gleichzeitig ab (und zwar die ganze Zeit über! Die Reaktion scheint nur optisch zum Stillstand gekommen zu sein).

⇒ Die Reaktion der Essigsäureethylesterbildung ist eine Gleichgewichtskonzentration. Egal, ob man die Edukte oder die Produkte miteinander mischt - nach einiger Zeit stellt sich ein Gleichgewicht ein, welches in diesem Fall etwas stärker auf der Seite der Produkte liegt.

Wie kann man sich das vorstellen? ⇒ siehe **Pipettierversuch**

Bei umkehrbaren Reaktionen kommt es zur Einstellung eines **chemischen Gleichgewichts**. Im Gleichgewichtszustand liegen alle Reaktionsteilnehmer (Produkte und Edukte) vor. Ihre Mengen (Konzentrationen) verändern sich praktisch nicht mehr, obwohl die Reaktion weiter fortläuft.

Da Hin- und Rückreaktion weiterhin stattfinden, handelt es sich um ein dynamisches (und nicht um ein statisches) Gleichgewicht! Hin- und Rückreaktion laufen immer gleichzeitig nebeneinander ab und führen (im geschlossenen System) zu einem Gemisch aller an der Reaktion beteiligten Stoffe.

Umkehrbare Reaktionen symbolisiert man mit einem Doppelpfeil: \rightleftharpoons

Allgemeine Reaktion: $A + B \rightleftharpoons C + D$

Bei umkehrbaren Reaktionen stellt sich nach einer Zeit ein **dynamischer Gleichgewichtszustand** ein, in dem alle Reaktionsteilnehmer (Produkte und Edukte) vorliegen. Ihre Konzentrationen verändern sich praktisch nicht mehr.

¹ Die Reaktion ist langsam und dauert mehrere Tage, bis sich ein komplettes Gleichgewicht einstellt.

Messprotokoll einer Veresterungs- /Verseifungsreaktion

Erinnere Dich, Die Veresterung ist die Reaktion einer Säure mit einem Alkohol. Im Grunde ist es eine Neutralisation, bei der eine Säure mit einer Base reagiert. Es bilden sich ein Ester und Wasser. Die Rückreaktion nennt man auch Verseifung.



Damit die Reaktion schnell abläuft (normalerweise dauert sie bei Raumtemperatur ca. 2 Tage!) arbeitet man bei 200°C im Ölbad. Pro Messung entnimmt man 5ml Lösung, welche sofort in Eiswasser abgekühlt werden.

Zwei Laborgruppen untersuchen nun diese Reaktion, indem sie über eine Volumenmessung (durch Titration mit Natronlauge) im Abstand von 10min die Konzentration von Produkten und Edukten messen.

Gruppe 1 hat als Ausgangslösung 181ml eines Gemisches aus 1mol Ethanol und 1mol Essigsäure. Gruppe 2 hat als Ausgangslösung 181 ml eines Gemisches aus 1mol Essigsäureethylester und 1mol Wasser.

Aus dem Volumen wird über den folgenden Zusammenhang die Konzentration berechnet:

$$c_{\text{Säure}} \cdot V_{\text{Säure}} = c_{\text{Base}} \cdot V_{\text{base}} \quad \Rightarrow \quad c_{\text{Säure}} = (c_{\text{Base}} \cdot V_{\text{base}}) / V_{\text{Säure}}$$

Zeit [min]	Gruppe 1: $V_{\text{(Lauge)}}$ [ml]	Gruppe 1 $c_{\text{(Essigsäure)}}$ [mol/l]	Gruppe 2: $V_{\text{(Lauge)}}$ [ml]	Gruppe 1 $c_{\text{(Essigsäure)}}$ [mol/l]
10	17,8		1,2	
20	14,9		2,1	
30	13,3		3,0	
40	12,4		3,8	
50	11,6		4,5	
60	11,2		5,3	
80	10,3		6,6	
110	9,9		8,0	
140	9,8		8,9	
170	9,6		9,3	
200	9,5		9,5	
230	9,5		9,5	

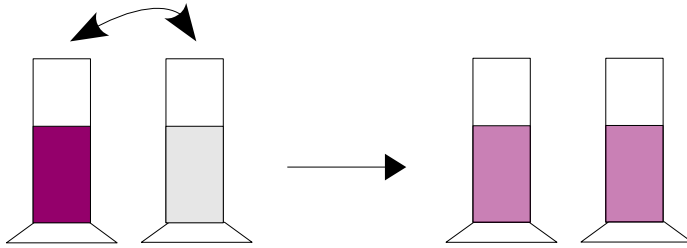
Zur Auswertung muss folgendes getan werden:

1. Berechne die Konzentration der Essigsäure
2. Werte beide Messungen aus, indem zuerst ein gemeinsames Koordinatensystem erstellt wird, bei dem die Konzentration an Essigsäure (Y-Achse) gegen die Zeit (X-Achse) aufgetragen wird.
3. Ist die Reaktion nach 230 min zum Stillstand gekommen?

Chemisches Gleichgewicht IV

1. Einstellung des chemischen Gleichgewichts

V1: Pipettierversuch 1: Mit einer Pipette wird immer die gleiche Menge Flüssigkeit aus zwei Standzylindern ausgetauscht. Ein Standzylinder enthält dabei farbiges Wasser.

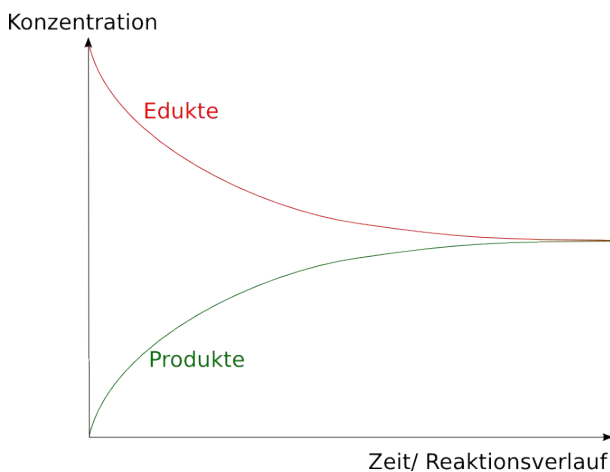


V2: Pipettierversuch 2: Zwischen beiden Standzylinder wird wieder Wasser ausgetauscht, diesmal mit zwei verschieden großen Pipetten.

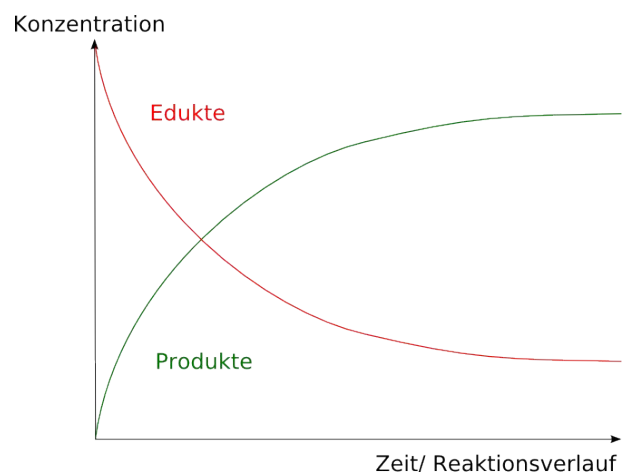
B: In beiden Fälle stellt sich nach mehreren Austauschvorgängen ein Farbgleichgewicht ein.

S: In den meisten Fällen stellt sich ein Gleichgewicht ein, bei dem Produkte und Edukte nicht im Verhältnis von 1/1 vorliegen wie beim 1. Pipettierversuch. Die Lage des Gleichgewichts ist z.B. auf die Seite der Produkte „verschoben“.

Pipettierversuch 1

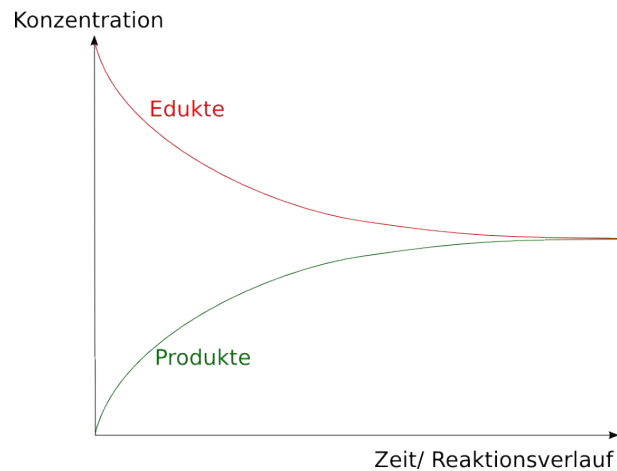


Pipettierversuch 2



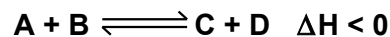
Merkmale eines chemischen Gleichgewichts

- Gleichgewichte liegen in geschlossenen Systemen vor.
- Gleichgewichte sind dynamisch, d.h. Hin- und Rückreaktion laufen ständig ab.
 ⇒ Das Verhältnis der Konzentrationen von Edukten zu Produkten ändert sich im Gleichgewicht nicht mehr!
- Zur Einstellung des Gleichgewichtes ist es egal, ob dabei von den Edukten aus oder von den „Produkten“ aus gestartet wird.
- Die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion ist im Gleichgewicht gleich der Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion.



$$\Rightarrow v_{\text{Hinreaktion}} = v_{\text{Rückreaktion}}$$

- Gleichgewichtsreaktionen werden so notiert (per Definition), dass sie als exotherme Reaktion aufgestellt werden, also das exotherme Produkt rechts in der Reaktionsgleichung steht.



Beispiele für Gleichgewichtsreaktionen

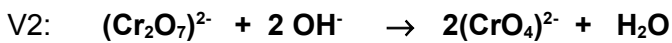
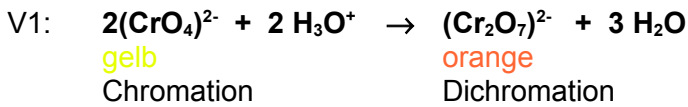
Man unterscheidet grob zwischen:

- Lösungsgleichgewichten
- Gasgleichgewichten
- Säure-Base-Gleichgewichten
- Redox-Gleichgewichte

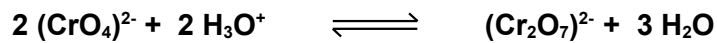
Wichtige Beispiele

- Iod-Wasserstoff-Gleichgewicht
- Esterbildungs-Gleichgewicht
- Carbonat-Hydrogencarbonat-Gleichgewicht

a) Das Chromat - Dichromatgleichgewicht, ein Säure-Base-Gleichgewicht



B/S: ⇒ Die Reaktion ist umkehrbar (reversibel)



Hinweis: Chromate sind cancerogen! Zur Entsorgung sollten sie in die etwas harmloseren in Cr^{3+} reduziert werden.

Aufgaben:

1. Zeichne die Valenzstrichformeln von CrO_4^{2-} und $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

b) NO_2 und N_2O_4 - ein chemisches Gasgleichgewicht

V: Durch die Reaktion von Salpetersäure mit Kupfer wird Stickstoffdioxid hergestellt. In einem verschlossenen (zugeschmolzenen Reagenzglas wird das Gas NO_2 untersucht. Das Reagenzglas wird leicht erwärmt bzw. abgekühlt.

B: Das Gas NO_2 (braun) wird beim Abkühlen immer heller. Bei -11°C ist es farblos und wird fest

Beim Erwärmen wird der Kolbeninhalt dunkler

⇒ Es muss neues NO_2 gebildet worden sein.

⇒ Auch bei RT muss noch N_2O_4 vorhanden gewesen sein (Quelle für neues NO_2)



	N_2O_4	NO_2
- 10 °C	100 %	0 %
27 °C	70 %	30 %
50 °C	43 %	57 %
135 °C	1 %	99 %
140 °C	0 %	100 %

⇒ Es liegt ein temperaturabhängiges Gleichgewicht vor.

Der Gleichgewichtszustand ist von „beiden Seiten“ erreichbar.

Was ist bei Temperaturen unter -10°C oder über 140°C ? Ist die Reaktion hier zum Stillstand gekommen?

Im Gleichgewichtszustand zerfallen ständig ebenso viele N_2O_4 -Moleküle wie neue gebildet werden. Die Reaktion kommt also nur von außen gesehen zum Stillstand.

⇒ **dynamisches Gleichgewicht**

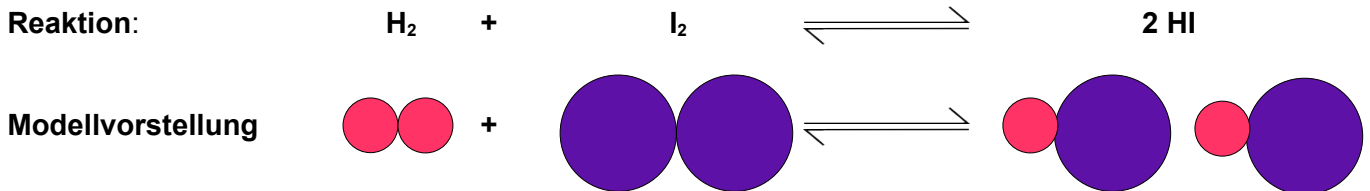
Hin- und Rückreaktion laufen hier gleichzeitig nebeneinander ab und führen (im geschlossenen System) zu einem Gemisch aller an der Reaktion beteiligten Stoffe.

Chemische Gleichgewichte stellen sich nicht sofort ein. Sie benötigen (etwas) Zeit zur Einstellung ihres Gleichgewichtszustands.

Einstellung des chemischen Gleichgewichtes

c) Wasserstoff-Iod-Redox-Gasgleichgewicht

Wasserstoffgas und das Element Iod, welches schon bei 30°C beginnt in die Gasphase überzugehen, reagieren miteinander zu Iodwasserstoff. Es liegt eine Redoxreaktion vor. Bei höheren Temperaturen stellt sich das Gleichgewicht schneller ein.



Beispiel: Temperatur = 450 °C
 $c_0(\text{HI}) = 0 \text{ mol/l}$
 $c_0(\text{H}_2) = c_0(\text{I}_2) = 1 \text{ mol/l}$

Im Gleichgewicht: $c(\text{H}_2) = c(\text{I}_2) = 0,22 \text{ mol/l}$

Wie ändern sich die Ausgangskonzentrationen von H_2 , I_2 und HI mit der Zeit bis zur Einstellung des Gleichgewichts?

Welche Konzentration von HI liegt im Gleichgewicht vor?

→ $c(\text{HI}) = 1,56 \text{ mol/l}$

Zur Erklärung: Würde die Reaktion komplett ablaufen, und 1 (!) mol HI entstehen, wäre das Ergebnis 1. Es bleiben aber 0,22 mol der Edukte zurück ⇒ Es würde $(1 - 0,22) \text{ mol}$ Produkt entstehen. Da aber die **doppelte** Menge Produkt entsteht (siehe Reaktionsgleichung $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$), muss das Ergebnis also mal 2 genommen werden: $c(\text{HI}) = (2 \cdot (1 - 0,22)) = 1,56 \text{ mol/l}$

Wie lautet die Gleichung für die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion?

$$v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)$$

$$v_{\text{rück}} = k_{\text{rück}} \cdot c^2(\text{HI})$$

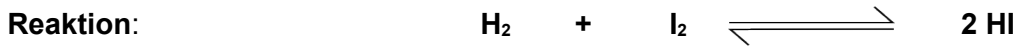
Ein Stoffgemisch ist im chemischen Gleichgewicht, wenn Edukt(e) und Produkt(e) einer Reaktion in einem bestimmten und von der Reaktionsdauer unabhängigen Mengenverhältnis vorliegen.

Aufgaben:

1. Wie lautet die Gleichung für die Reaktionsgeschwindigkeit der Rückreaktion?
2. Zeichne die Konzentrationsänderung im Laufe der Gleichgewichtseinstellung wenn man von HI als Ausgangsstoff ausgeht.

$c_0(\text{HI}) = 2 \text{ mol/l}$
 $c_0(\text{H}_2) = c_0(\text{I}_2) = 0 \text{ mol/l}$
 $T = 450 \text{ °C}$

Das Massenwirkungsgesetz am Beispiel des Iodwasserstoffgleichgewichts



Konzentrationen zu Beginn: hoch hoch null

Reaktionsgeschwindigkeit:

Zu Beginn nur Edukte: $\Delta v = v_{\text{hin}} = k_{\text{hin}} \cdot c_0(\text{H}_2) \cdot c_0(\text{I}_2)$

Nach Reaktionsbeginn: Verringerung der Konzentration der Edukte, Zunahme der Produktkonzentration.

$$\begin{aligned} \Delta v &= v_{\text{hin}} - v_{\text{rück}} \\ \Leftrightarrow \Delta v + v_{\text{rück}} &= v_{\text{hin}} \end{aligned}$$

Im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned} \Delta v + v_{\text{rück}} &= v_{\text{hin}} \\ \text{Da im Gleichgewicht gilt: } \Delta v &= 0 \\ \Leftrightarrow v_{\text{hin}} &= v_{\text{rück}} \end{aligned}$$

Im Gleichgewicht gilt also: $k_{\text{hin}} \cdot c_{\text{Glgw}}(\text{H}_2) \cdot c_{\text{Glgw}}(\text{I}_2) = k_{\text{rück}} \cdot c_{\text{Glgw}}^2(\text{HI})$

Auflösung nach den Geschwindigkeitskonstanten:

$$\frac{k_{\text{hin}}}{k_{\text{rück}}} = K_c = \frac{c_{\text{Glgw}}^2(\text{HI})}{c_{\text{Glgw}}(\text{H}_2) \cdot c_{\text{Glgw}}(\text{I}_2)} = \text{Massenwirkungsgesetz (MWG)}$$

Allgemein gilt:



K_c ist die für eine bestimmte Temperatur gültige Gleichgewichtskonstante. Sie wird aus den Gleichgewichtskonzentrationen c berechnet².

Per Definition ist das Gleichgewicht immer so aufgestellt, dass die Produkte des exothermen Schrittes im Zähler stehen.

Dabei sind $c(\text{A})$, $c(\text{B})$, $c(\text{C})$, $c(\text{D})$ die molaren **Gleichgewichtskonzentrationen** der Edukte bzw. Produkte. Sie werden auch häufig als $[\text{A}]$, $[\text{B}]$, $[\text{C}]$ und $[\text{D}]$ notiert. Im Exponenten finden sich die stöchiometrischen Koeffizienten, also die Anzahl der Teilchen dieser Spezies, die für einen Formelumsatz benötigt werden.

² K_c für Konzentrationsgleichgewichte, K_p für Gasgleichgewichte, in denen die Partialdrücke bekannt sind

Aussagen des MWG**Was bedeutet hohes / niedriges K_c ?**

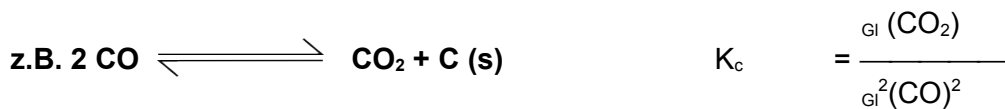
Je größer K_c ist, desto weiter ist das Gleichgewicht zu den Produkten verschoben!

(LK) Berechnung für $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2 \text{HI}$ bei 450 °C

$$K_c = \frac{(1,56 \text{ mol/l})^2}{(0,22 \text{ mol/l})^2} = 50,28$$

Merke: Liegt ein Reaktionspartner im Gleichgewicht als Feststoff (s) oder als Flüssigkeit (l) vor - vor allem, wenn er im Überschuss vorhanden ist, so ist dessen Konzentration im Gleichgewicht konstant.

Konstante Konzentrationen können bei der Aufstellung des MWG vernachlässigt werden.



Die Gleichgewichtskonstante macht eine Aussage über die Lage und die Energetik einer Reaktion. Sie gibt keine Information über die tatsächliche Reaktionsgeschwindigkeit oder die Dauer bis zum Einstellen des Gleichgewichtszustandes.

Zusatzinformationen:

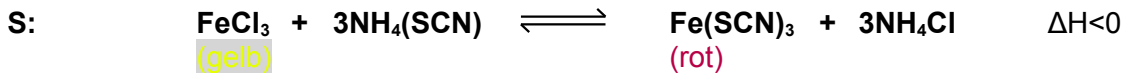
<http://de.wikipedia.org/wiki/Gleichgewichtskonstante>

Kann man Gleichgewichte beeinflussen?**a) Beispiel 1: Das Eisenchlorid - Eisenthiocyanat-Gleichgewicht**

V: Je 50 ml Eisen(III)chloridlösung und Ammoniumthiocyanatlösung werden zusammengeschüttet. Die Lösung wird auf zwei Reagenzgläser verteilt:

- Lösung 1 wird erwärmt
- Lösung 2 wird im Eisbad abgekühlt

B: Beim Erhitzen wird die Lösung heller, beim Abkühlen wird sie dunkler.

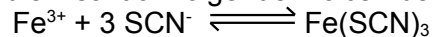


Die hellere Farbe beim Erhitzen deutet auf eine Verschiebung zur Seite der Produkte hin. Der Schritt zur endothermen Reaktionsseite (links) wird begünstigt.

Abkühlen hingegen bewirkt eine Verschiebung zur Seite der Edukte. Der exotherme Reaktionsschritt (rechts) wird also durch Abkühlen begünstigt.

Aufgaben:

1. In einigen Chemiebüchern wird die Reaktion folgendermaßen beschrieben:



Bewerte die beiden Darstellungsmöglichkeiten.

b) Das Prinzip des kleinsten Zwanges

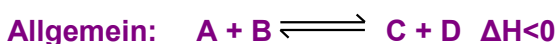
Für derartige Verschiebungen eines Gleichgewichts formulierte 1888 der franz. Chemiker Le Chatelier das „Prinzip von der Flucht vor dem Zwang“.

Übt man auf ein im Gleichgewicht befindlichen System durch die Änderung äußerer Bedingungen einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, dass diesem Zwang ausgewichen wird, also die Folgen des Zwangs verringert werden.

Ein Zwang kann z.B. eine Änderung der Temperatur, des Drucks oder der Konzentration der Stoffe sein.

Wenn eine Gleichgewichtsreaktion so notiert ist, dass die exothermen Produkte links stehen, so gilt:

- für exotherme Reaktionen dabei: Eine Temperaturerhöhung verschiebt das Gleichgewicht zu Seite der Edukte (da so ein Teil der Wärmeenergie (also der „Zwang“) in der Rückreaktion umgewandelt wird), eine Temperaturniedrigung verschiebt es zur Seite der Produkte.
- für endotherme Reaktionen das Gegenteil, das heißt, eine Temperaturerhöhung bewirkt ein verstärktes Bilden der Produkte (da die zusätzliche Wärme die exotherme Reaktion „beflügelt“). Eine Temperaturniedrigung verschiebt das Gleichgewicht zu den Edukten.



Temperaturerhöhung: Gleichgewicht nach links (←), das heißt, es entstehen mehr Edukte!

Temperaturveringerung: Gleichgewicht nach rechts (→), das heißt, es entstehen mehr Produkte!

Anwendung:

- Lenken / Verschiebung eines Gleichgewichts
- z. B. Entfernen eines Produktes → ständige Neueinstellung des Gleichgewichts ⇒ vollständige Umsetzung

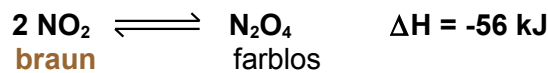
c) Beeinflussung der Gleichgewichtskonstanten k durch TemperaturveränderungAllgemein: $A + B \rightleftharpoons C + D \quad \Delta H < 0$

$$K_c = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

Temperaturerhöhung $\Rightarrow [A] \cdot [B]$ wird größer \Rightarrow **k wird kleiner!**
 Temperaturverringern $\Rightarrow [C] \cdot [D]$ wird größer \Rightarrow **k wird größer!**

d) Beispiel 2: Temperaturabhängigkeit des Stickoxidgleichgewichts

Betrachten wir noch einmal das Stickoxid-Gleichgewicht. In einer verschlossenen Glasampulle liegen beide Gase im Gleichgewicht miteinander vor. Die Ampulle hat eine hellbraune Farbe.



Wenn man die Reaktionsgleichung so notiert, dass im exothermen Schritt die Produkte entstehen, so liegt immer eine negative Reaktionsenthalpie vor ($\Delta H < 0$)!

Was passiert beim Erwärmen?

Beim Erwärmen kann man beobachten, dass die braune Farbe der Gase zunimmt ($\Rightarrow \text{NO}_2$ - Bildung), d.h. das Gleichgewicht wird nach links, hin zu den Edukten verschoben.

Das System „versucht“, diese Energiezufuhr „abzubauen“. Der endotherme Zerfall des N_2O_4 wird scheinbar begünstigt.

Beim Abkühlen hingegen nimmt die braune Farbe ab. ($\Rightarrow \text{NO}_2$ - Abbau). Die exotherme (energieliefernde) Bildung des N_2O_4 wird begünstigt.

**Erhitzen begünstigt die endotherme, Abkühlen die exotherme Reaktion.
Die Gleichgewichtskonstante ändert sich!**

Aufgaben:

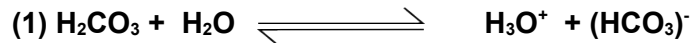
1. Formuliere mit eigenen Worten: Wie wirken sich Konzentrationsänderungen, Druckänderungen und Temperaturänderungen auf das chemische Gleichgewicht aus.
2. Wie ändert sich jeweils die Gleichgewichtskonstante? Vorsicht bei der leichtfertigen Antwort ;-)
3. Stelle das MWG für die Ammoniakbildung aus den Elementen auf. Die Reaktion ist exotherm. Wie verschiebt sich das Gleichgewicht bei Temperaturerhöhung/ Temperaturverringern. Wie ändert sie jeweils die Gleichgewichtskonstante. Würde sich eine Volumenänderung (Druckänderung) auswirken?

Das Kohlenstoffdioxidgleichgewicht

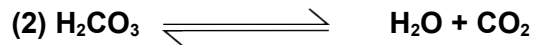
Bei diesem Beispiel liegt sowohl ein Gasgleichgewicht, als auch ein Säure-Base-Gleichgewicht vor.

Wird eine Sprudelflasche geöffnet, so entstehen scheinbar schlagartig sehr viele Kohlensäurebläschen. Was genau ist eigentlich Kohlensäure?

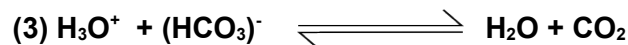
Kohlensäure ist ein Säure, welche in ihrer eigentlichen Formel (H_2SO_3) nicht vorkommt. Sie existiert nur gelöst in Wasser, wo sie zu einem Proton und dem Hydrogencarbonatanion reagiert:



Es liegt aber noch ein zweites Gleichgewicht vor, welches zum Tragen kommt, wenn eine besondere Sättigung mit Kohlensäure vorliegt:



Liegt nun sehr viel gelöste Kohlensäure in einer Sprudelflasche vor, so reagiert immer ein Teil der Kohlensäure zu Kohlenstoffdioxid. Ist die Sprudelflasche nun geöffnet, kann das Gas Kohlenstoffdioxid die Lösung verlassen (da nun Platz zum Entweichen ist). Das Kohlenstoffdioxid wird also dem Gleichgewicht entzogen, da es nicht zur Kohlensäure zurück reagieren kann! Folglich entsteht immer mehr CO_2 , welches weiterhin die Sprudelflasche verlässt. Dies geschieht solange, bis sich keine gelöste Kohlensäure mehr im Wasser befindet.



Die Umkehrreaktion von (2) entspricht übrigens der Bildung von Kohlensäure, die Du aus der Mittelstufe noch kennst.

Ein chemisches Gleichgewicht kann also durch die Entnahme eines Stoffes (Produkt oder Edukt!) beeinflusst werden. Ein Rückreaktion kann so zum Beispiel verhindert werden und so ein Stoff zur 100% Reaktion (also ohne Rückreaktion) gebracht werden.

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Kohlensäure>

Wie reagiert das Kohlenstoffdioxidgleichgewicht auf Änderungen?

Druck- Volumenänderung

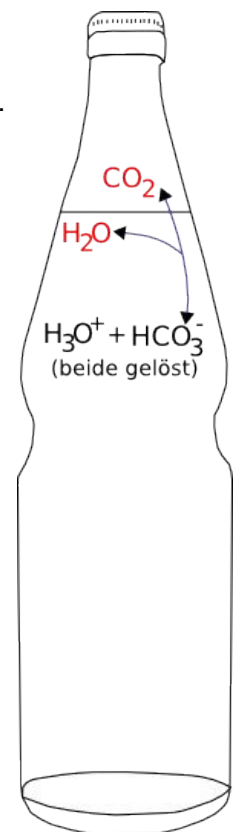
Wird eine Sprudelflasche geöffnet, so nimmt der Druck über der Flüssigkeit sofort ab. Der freie Platz kann durch weitere Kohlenstoffdioxidmoleküle gefüllt werden. Diese entstehen sofort aus dem Gleichgewicht.

Würde man den Druck in einer Sprudelflasche künstlich erhöhen, so würden mehr Gasmoleküle in Lösung gehen (da sich ja die Konzentration der Gasmoleküle über der Fläche erhöht!).

⇒ Das Gleichgewicht reagiert auf Druckänderungen. Bei hohem Druck liegt es eher auf der Seite, die weniger Gase freisetzt. Das Gleichgewicht wird also zugunsten der Seite verschoben, welche die geringe Teilchenzahl aufweist und somit das kleinere Volumen benötigt.

Somit haben Druck- und Volumenänderungen immer dann einen Einfluss auf das Gleichgewicht, wenn sich die Anzahl der Teilchen (oder das Volumen!) bei Produkten und Edukten unterscheidet.

Würden bei einer Reaktion 2 Gase miteinander zu 2 neuen Gasen reagieren, so würde ein Druckänderung das Gleichgewicht nicht verschieben.



Das Prinzip des kleinsten Zwanges von Le Chatelier und Braun (1888):

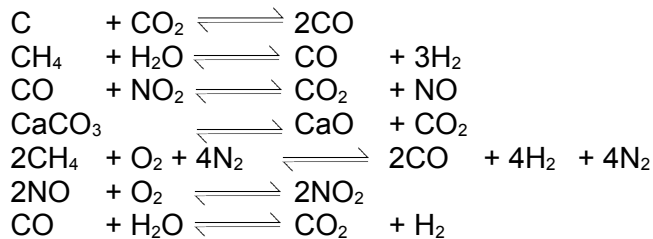
Übt man auf ein chemisches Gleichgewicht einen Zwang in Form von Wärme oder Kälte, Druck- oder Volumenänderung bzw. Entzug oder Zugabe von Stoffen aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite, welche die Folgen der Änderung am besten kompensiert (also verringert!).

Das Gleichgewicht passt sich also den Änderungen an.

Merke: Die Reaktionskoeffizienten gehen als Exponenten in das MWG ein

Aufgaben:

1. Wie wirkt sich eine Druckänderung auf das Gleichgewicht von Stickstoffdioxid und Di-Stickstofftetraoxid aus?
2. Fasse zusammen: Wie kann man ein Gleichgewicht verschieben?
3. Erkläre das Gasgleichgewicht in den Lungenbläschen, welches zwischen Luftsauerstoff und gelöstem Sauerstoff im Blut herrscht.
4. Ammoniumchlorid und Wasser liegen im Gleichgewicht mit Ammoniak und Oxoniumionen. Stelle die Reaktionsgleichung auf und finde einen Weg, das Gleichgewicht zugunsten des Eduktes (des Produktes?) zu verschieben.
5. Die Weltmeere sind bekanntlich der größte Kohlenstoffdioxidspeicher. Erkläre den dahinter liegenden chemischen Vorgang und begründe, warum eine Temperaturerhöhung bzw. eine weitere Zunahme des Kohlenstoffdioxidausstoßes der Menschheit den Kohlenstoffdioxidgehalt der Atmosphäre ansteigen lassen.
6. Welche der folgenden Reaktionen reagiert (und in welcher Weise) auf eine Veränderung des Volumens?

**Zusatzinformationen:**

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

Aufgabe: Sauerstofflöslichkeit in Wasser

Wasser enthält immer etwas gelösten Sauerstoff. Angler und Aquaristen wissen, dass Fische immer Sommer, vor allem in wenig bewegten Tümpeln oder schlecht belüfteten Aquarien ersticken können.

1. Ist die Sauerstofflöslichkeit abhängig von der Temperatur? Begründe mit dem Prinzip von Le Chatellier.
2. Liegt auch eine Abhängigkeit vom Druck vor? Versuche Beispiele zu finden und begründe die Auswirkungen von Druckänderungen ebenfalls mit Le Chatellier.

**Die Sauerstofflöslichkeit ist druck- und temperaturabhängig, je wärmer das Wasser, desto weniger Sauerstoff kann sich im Wasser lösen.
Je höher der Druck, desto mehr Sauerstoff löst sich.**

Es liegt ein Gasgleichgewicht zwischen gasförmigen Sauerstoff und gelöstem Sauerstoff vor. Je höher die Temperatur, desto mehr dehnen sich die Gase im Wasser aus und desto mehr Platz beanspruchen die Gasmoleküle. Irgendwann herrscht sozusagen Platzmangel und die Gase verlassen die Flüssigkeit. Das Gleichgewicht wirkt also der Temperaturerhöhung entgegen, indem „neuer Platz durch Verdunstung geschaffen wird“.

Erhöht man hingegen den Druck, dann wird das Gas komprimiert und nimmt ein kleineres Volumen ein. Gelöst verbraucht es zudem weniger Platz im Lösemittel als in der darüber liegenden Gasphase. Dem Druck wird (im Sinne Le Chatelliers) entgegengewirkt, indem sich Gasmoleküle im Wasser lösen.

Zusatzinformationen:

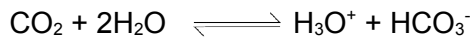
Sauerstoffgehalt im Wasser:

- > 6 mg/l Wasser ⇒ günstig für Fische
- < 4-5 mg/l ⇒ eher ungünstig für die meisten Fischarten
- > 4 mg/l ⇒ meist tödlich für Fische

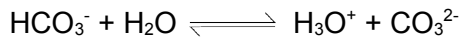
Dissoziation der Kohlensäure

Kohlensäure dissoziiert natürlich in zwei Stufen. Diese Dissoziation ist pH-Wert abhängig:

1. Dissoziationsstufe:



2. Dissoziationsstufe



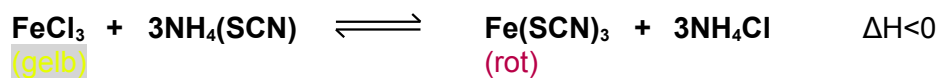
⇒ eine pH-Wert Erniedrigung führt zu einer Verschiebung, die mehr CO_2 freisetzt. Grund ist die Zunahme an freiem H^+ .

Eine Erhöhung des pH-Werts verschiebt das Gleichgewicht zugunsten von HCO_3^- .

Konzentrationsabhängigkeit des Gleichgewichts II

V: Untersuchen wir noch einmal das Eisen(III)chlorid/ Eisenthiocyanatgleichgewicht. Dazu wird eine Lösung aus Eisenchlorid und Ammoniumthiocyanat ins Gleichgewicht gebracht und dann auf vier Reagenzgläser verteilt. Jedes Reagenzglas sollte ungefähr die gleiche Füllhöhe haben.

Versuchsdurchführung	Beobachtung	Schlussfolgerung
RG1: Zugabe von weiterem FeCl ₃	Wird dunkelrot	Glgw. verschiebt sich auf die Seite der Produkte
RG2: Zugabe von weiterem NH ₄ Cl	Wird dunkelrot	Glgw. verschiebt sich auf die Seite der Produkte
RG3: Zugabe von weiterem Fe(SCN) ₃	Wird hellgelb	Glgw. Verschiebt sich auf die Seite der Edukte
RG4: Blindprobe (zum Vergleich)		



Erhöht man die Konzentration der Edukte, so verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte.

Eine Konzentrationserhöhung der Produkte hingegen verschiebt das Gleichgewicht auf die Eduktseite.

Was passiert, wenn nur ein Edukt hinzu gegeben wird?

Die Zufuhr nur eines Eduktes verschiebt die Reaktion ebenfalls auf die Seite der Produkte, besonders, wenn der zweite Eduktpartner in größerer Menge vorliegt.

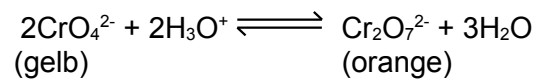
Was passiert, wenn Stoffe aus dem Gleichgewicht entfernt werden?

In der chemischen Industrie wird oft so verfahren, dass man bei Gleichgewichtsreaktionen nur das gewünschte Produkt dem Gleichgewicht entzieht. Das Gleichgewicht reagiert, indem mehr Edukte zu weiterem Produkt reagieren, und dem Zwang (Produktmangel) somit ausgewichen wird.

⇒ Wegnahme eines Partners verschiebt das Gleichgewicht in die Richtung, die einen weiteren Teil des fehlenden Partners entstehen lässt.

Konzentrationsabhängigkeit des Gleichgewichts III

Welche Auswirkungen hat eine Zugabe von Säure zum folgenden Chromat-/Dichromatgleichgewicht?

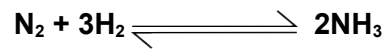


2. Erstelle das passende MWG

$$K_c = \frac{c_{\text{Glgw}}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}{c_{\text{Glgw}}^2(\text{CrO}_4^{2-}) \cdot c_{\text{Glgw}}^2(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

Druckabhängigkeit des Gleichgewichts

Betrachten wir die Ammoniaksynthese aus den Elementen:



Wie verändert sich das Gleichgewicht, wenn man den Druck auf das System verändert?

Beispiel:

$$\begin{array}{l} c(\text{N}_2) = 1 \text{ mol/l} \\ c(\text{H}_2) = 1 \text{ mol/l} \\ c(\text{NH}_3) = 1 \text{ mol/l} \end{array} \Rightarrow K_c = \frac{1^2}{1 \cdot 1^3} \cdot \frac{\text{mol}^2 / \text{l}^2}{\text{mol}^4 / \text{l}^4}$$

Bei Änderung des Volumens auf die Hälfte

$$\begin{array}{l} c(\text{N}_2) = 1 \text{ mol/l} \\ c(\text{H}_2) = 1 \text{ mol/l} \\ c(\text{NH}_3) = 1 \text{ mol/l} \end{array} \Rightarrow K_c = \frac{2^2}{2 \cdot 2^3} \cdot \frac{\text{mol}^2 / \text{l}^2}{\text{mol}^4 / \text{l}^4}$$



$c + d = a + b$ keine Auswirkung des Drucks

$c + d > a + b$ GGW bei Druckerhöhung nach links verschoben

$c + d < a + b$ GGW bei Druckerhöhung nach rechts verschoben

**Druckerhöhung verschiebt das Gleichgewicht einer chemischen Reaktion auf die Seite mit der kleineren Stoffmenge gasförmiger Reaktionspartner.
Die Gleichgewichtskonstante K_p bleibt gleich !**

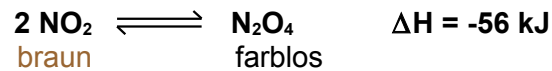
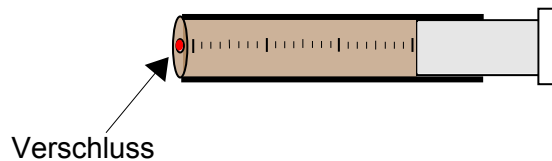
Siehe auch:

Das heterogene Gleichgewichtssystem FeO/CO und das Boudouard-Gleichgewicht:

http://www.chemieunterricht.de/dc2/mwg/g-feo_co.htm

Druckabhängigkeit des Stickoxidgleichgewichts

Betrachten wir noch einmal das Stickoxidgleichgewicht. Das Gas wird zur Untersuchung in einen Kolbenprober gefüllt:



V: Wie verändert es seine Lage, wenn in eine Druckveränderung in dem Reaktionsgefäß stattfindet?

B: Ein Komprimieren des Kolbenprobers führt zur Entfärbung. Ein Dekomprimieren (also ein Herausziehen des Stempels) führt zur Farbsättigung.

S: Gasteilchen, egal wie groß sie sind, nehmen immer das gleiche Volumen ein (erinnere Dich - „molares Volumen“: 1 mol eines Gases nimmt bei Standardbedingungen 24,4l und bei Normalbedingungen 22,4l ein.).

Bei einer Druckerhöhung verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Seite des N_2O_4 , da sich somit die Teilchenanzahl verringert.

Bei Druckerhöhung verschieben sich Gasgleichgewichte zu der Seite, welche die geringe Teilchenanzahl hat.

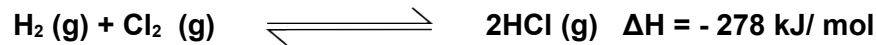
Eine Druckveringerung verschiebt das Gleichgewicht zu der Seite, welche ein größere Teilchenanzahl hat.

Dies ist an den Koeffizienten (ähem... den Zahlen vor den Elementn *g*) in der Reaktionsgleichung ablesbar.

Aufgaben zum MWG**Druckabhängigkeit des Gleichgewichts:**

1. Welche Größen habe ich, welche suche ich ?
2. Reaktionsgleichung aufstellen
3. MWG aufstellen
4. Gleichgewichtskonzentrationen errechnen und einsetzen

1. Für die Bildung von Chlorwasserstoff aus den Elementen gilt:



Bei 300°C liegen im Gleichgewicht folgende Konzentrationen vor:

$$[\text{H}_2] = 0,5 \text{ mol/l,}$$

$$[\text{Cl}_2] = 0,5 \text{ mol/l}$$

$$[\text{HCl}] = 10 \text{ mol/l.}$$

- a) Stelle das MWG auf und berechne K
- b) Welche Aussage über das Gleichgewicht kann man dem so berechneten Wert K entnehmen?
- c) Durch eine weitere Zugabe von Wasserstoff, liegt nun eine Konzentration der Edukte von 1 mol/l Wasserstoff und weiterhin 0,5 mol/l Chlor vor. Wie groß ist dann die Konzentration an Chlorwasserstoff im Gleichgewicht?

Lösung:

a)

$$K = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{10^2 \text{ mol}^2/\text{l}^2}{0,5 \text{ mol/l} \cdot 0,5 \text{ mol/l}} = \underline{\underline{400}}$$

b) Das Gleichgewicht liegt deutlich auf Seiten der Produkte

c) K ist konstant

$$\Rightarrow K = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]} \Leftrightarrow \frac{x^2}{1 \text{ mol/l} \cdot 0,5 \text{ mol/l}} = 400$$

$$\Leftrightarrow x = 400 \cdot 1 \text{ mol/l} \cdot 0,5 \text{ mol/l}$$

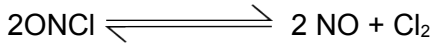
$$\Leftrightarrow x^2 = 200 \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$\Leftrightarrow x = \sqrt{200} = \underline{\underline{14,14 \text{ mol/l}}}$$

2. In einem 1 l fassenden Glaskolben wird 1 mol ONCl auf 500K erhitzt. 9% des Gases reagiert zu Stickstoffmonooxid und Chlor.

- a) Stelle die Reaktionsgleichung und das MWG auf
b) Bestimme K

Lösung:



Da 9% des ONCl dissoziieren, liegen also 91% (0,91 mol) davon vor. 0,09 mol davon reagieren zu den Produkten. Es entstehen also 0,09 mol NO (da das gleiche Anteilverhältnis wie ONCl auf Reaktionsgleichung vorliegt) und 0,045 mol Chlor.

Alles ins MWG eingesetzt:

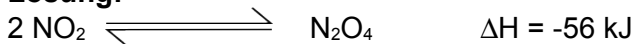
$$K = \frac{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{ONCl}]^2} = \frac{0,09^2 \text{ mol}^2/\text{l}^2 \cdot 0,045 \text{ mol/l}}{0,91^2 \text{ mol}^2/\text{l}^2} = \underline{\underline{4,4 \cdot 10^{-4}}}$$

3. Beim Stickstoffdioxid - Di-Stickstoff-Tetraoxid-Gleichgewicht hat man bei 298K die folgenden Konzentrationen gemessen. Bestimme K_c

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$[\text{NO}_2] = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Lösung:



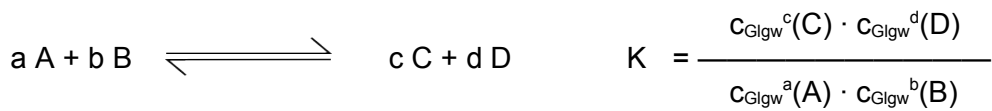
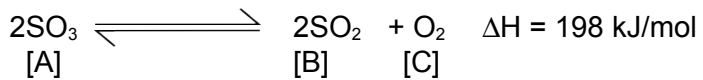
$$K = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{4,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}}{(1,4 \cdot 10^{-2})^2 \text{ mol}^2/\text{l}^2} = \underline{\underline{219}}$$

4. Bei 1000K dissoziieren beim so genannten Kontaktverfahren von 1 Liter gasförmigen Schwefeltrioxid ($c=0,06\text{mol/l}$) 36,7% des Schwefeltrioxids zu Schwefeldioxid und molekularen Sauerstoff.

- Stelle die Reaktionsgleichung und das MWG auf
- Bestimme die Gleichgewichtskonzentrationen der beteiligten Substanzen
- Bestimme K bei 1000K

Lösung zu 2:

a) Reaktionsgleichung / MWG



Beachten: die Produkte des exothermen Schritts stehen im Zähler!

$$\Rightarrow = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

b) Rechnung

Der Einfachheit halber teilen wir die Reaktionsgleichung nun durch zwei.



Das ewige Problem: welche Konzentrationen liegen im Gleichgewicht vor?

Es dissoziieren 36,7%, d.h. 63,3% reagieren nicht!

Da ich weiß, dass 0,06 mol SO_3 vorlagen, folgt daraus, dass zum Zeitpunkt des Gleichgewichts folgende Konzentrationen vorliegen:

$$[\text{SO}_3] = 0,633 \cdot 0,06 = \mathbf{0,03798 \text{ mol}}$$

$$[\text{SO}_2] = 0,06\text{mol} - 0,03798\text{mol} = \mathbf{0,02202 \text{ mol}}$$

$$[\text{O}_2] = 0,06\text{mol} - 0,03798\text{mol} / 2 = \mathbf{0,01101 \text{ mol}}$$

Erklärung: Im Gleichgewicht liegen die Stoffe natürlich nicht zu 100% vor, da es ja ein Gleichgewicht ist. Das heißt, von den 0,06mol SO_3 sind nur noch 63,3% vorhanden.

Darauf folgt, dass die Konzentration an SO_2 die Differenz von der Ausgangskonzentration minus der nicht reagierten Stoffmenge an SO_3 entspricht.

Laut Reaktionsgleichung muss die Konzentration an O_2 die Hälfte betragen.

Nun noch alles ins MWG einsetzen:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]}$$

$$K = \frac{[\mathbf{0,03798 \text{ mol}}]^2}{[\mathbf{0,02202 \text{ mol}}]^2 \cdot [\mathbf{0,01101 \text{ mol}}]}$$

$$K = 0,00144 \text{ mol} / 0,0004848\text{mol} \cdot 0,01101\text{mol}$$

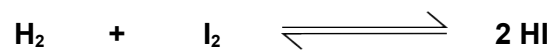
$$\underline{K = 269,7817} \quad (\text{einheitenfrei})$$

Zum Schluss die Signifikanzbetrachtung:

die Genauigkeit der Angaben liegt bei nur **2** (!) Nachkommastellen, da die Konzentrationen nur 2 Nachkommastellen vorgeben, obwohl die angegebenen Prozentwerte 3 Nachkommastellen vorgeben haben.

5. In ein Einlitergefäß wird bei 425°C heißes Iodwasserstoffgas gefüllt. Im Gleichgewicht liegen noch 0,500 mol/l davon vor. K beträgt 54,5. Bestimme die Konzentration der weiteren im Gleichgewicht befindlichen Stoffe.

Lösung:



$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} \quad \text{da } [\text{H}_2] = [\text{I}_2] \quad \Rightarrow \quad \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2]^2} = 54,5$$

$$[\text{H}_2]^2 = \frac{[\text{HI}]^2}{54,5} = \frac{(0,500)^2 \text{ mol}^2/\text{l}^2}{54,5} = 0,0046 \text{ mol}^2/\text{l}^2$$

$$\underline{\underline{[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,068 \text{ mol/l}}}$$