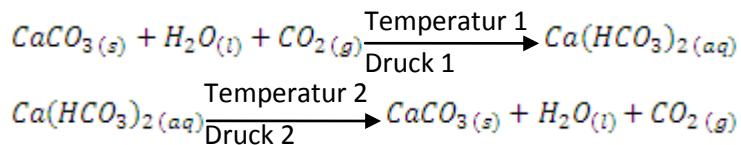


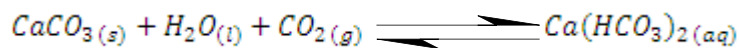
Chemie Klausur #1 – 12.2

Chemisches Gleichgewicht

Ein chemisches Gleichgewicht liegt bei allen Reaktionen vor, die umkehrbar sind. Dabei wird bei bestimmten Bedingungen vor allem die Synthese (Erstellung) bei anderen Bedingungen vor allem die Analyse (Gegenteil) gefördert. Weiterhin gilt: ist die Hinreaktion exotherm ist die Rückreaktion endotherm und umgekehrt. Beispiele sind die Lösung von Kalk in Kohlesäurehaltigem Wasser:



Die beiden Reaktionen kann man zusammenfassen und man schreibt einen neuen Reaktionspfeil darunter, wenn die Geschwindigkeiten der Hin- und Rückreaktion gleich sind:



Was passiert genau: Am Anfang liegen die Edukte in einer deutlich höheren Konzentration vor als die Produkte. Da zu Anfang viele Edukte vorhanden sind, können viele Produkte erstellt werden, die Reaktionsgeschwindigkeit der Hinreaktion ist groß und die Konzentration an Edukten nimmt ab, die an Produkten zu. Da immer mehr Produkte entstehen können mehr davon zurück reagieren, die Geschwindigkeit der Rückreaktion nimmt zu und beide Geschwindigkeiten pendeln sich mit der Zeit ein...

Massenwirkungskonstante

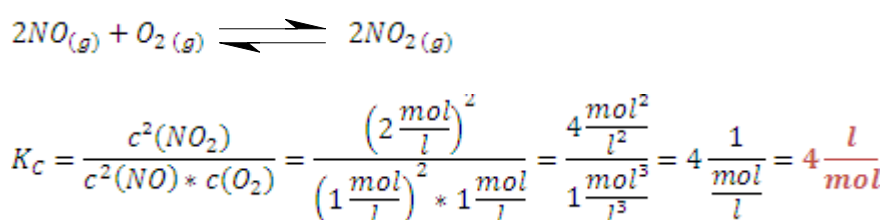
Um das Verhältnis von Edukten und Produkten zu berechnen, wurde die Massenwirkungskonstante eingeführt, die kann man mit folgender Formel berechnen:



Wichtig hierbei: Man multipliziert die einzelnen Konzentrationen und die Produkte werden durch die Edukte geteilt. Weiterhin wird die Konzentration mit dem Faktor davor potenziert – ich glaube die Formel sollte soweit klar sein...

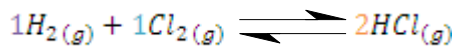
Einfache Aufgabe

Stickstoffoxid (NO) reagiert mit Sauerstoff zu Stickstoffdioxid. Die Konzentrationen der Edukte betragen im Gleichgewicht jeweils 1 mol/l und die der Produkte 2 mol/l. Berechne die Massenwirkungskonstante aus den angegebenen Konzentrationen



Schwerere Aufgabe

Chlorwasserstoff wird in exothermer Reaktion aus den Elementen hergestellt. Zu Versuchsbeginn lag die Konzentration an Wasserstoff bei 7 mol/l und die von Chlor bei 2 mol/l , die Gleichgewichtskonstante ist 50. Berechne die Konzentrationen im Gleichgewicht.



$$K_c = 50 = \frac{c^2(\text{HCl})}{c(\text{H}_2) * c(\text{Cl}_2)} = \frac{(2x)^2}{\left(7\frac{\text{mol}}{\text{l}} - 1x\right) * \left(2\frac{\text{mol}}{\text{l}} - 1x\right)} = \frac{4x^2}{14\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2} - 7\frac{\text{mol}}{\text{l}}x - 2\frac{\text{mol}}{\text{l}}x + x^2}$$

$$50 = \frac{4x^2}{x^2 - 9\frac{\text{mol}}{\text{l}}x + 14\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}} \quad | * \left(x^2 - 9\frac{\text{mol}}{\text{l}}x + 14\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}\right)$$

$$50 * \left(x^2 - 9\frac{\text{mol}}{\text{l}}x + 14\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}\right) = 4x^2$$

$$50x^2 - 450\frac{\text{mol}}{\text{l}}x + 700\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2} = 4x^2 \quad | - 4x^2$$

$$46x^2 - 450\frac{\text{mol}}{\text{l}}x + 700\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2} = 0$$

Mitternachtsformel:

$$x_{1/2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{450\frac{\text{mol}}{\text{l}} \pm \sqrt{\left(-450\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right)^2 - 4 * 46 * 700\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}}}{2 * 46}$$

$$x_{1/2} = \frac{450\frac{\text{mol}}{\text{l}} \pm \sqrt{202500\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2} - 128800\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}}}{2 * 46} = \frac{450\frac{\text{mol}}{\text{l}} \pm \sqrt{73700\frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}}}{2 * 46}$$

$$x_{1/2} \approx \frac{450\frac{\text{mol}}{\text{l}} \pm 271,4774\frac{\text{mol}}{\text{l}}}{92}$$

$$x_1 \approx \frac{450\frac{\text{mol}}{\text{l}} + 271,4774\frac{\text{mol}}{\text{l}}}{92} = \frac{721,447\frac{\text{mol}}{\text{l}}}{92} = 7,84\frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$x_2 \approx \frac{450\frac{\text{mol}}{\text{l}} - 271,4774\frac{\text{mol}}{\text{l}}}{92} = \frac{178,5526\frac{\text{mol}}{\text{l}}}{92} = 1,94\frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Um jetzt rauszufinden welche Lösung die richtige ist, einfach beide oben einsetzen, wir haben für $c(\text{Cl}_2) = 2\frac{\text{mol}}{\text{l}} - x$, also setzen wir einfach mal beide ein:

$$c(\text{Cl}_2) = 2\frac{\text{mol}}{\text{l}} - 7,84\frac{\text{mol}}{\text{l}} = -5,84\frac{\text{mol}}{\text{l}} \text{ FEHLER: Konzentrationen müssen positiv sein}$$

$$c(\text{Cl}_2) = 2\frac{\text{mol}}{\text{l}} - 1,94\frac{\text{mol}}{\text{l}} = 0,06\frac{\text{mol}}{\text{l}} \text{ RICHTIG}$$

Da wir alle Konzentrationen haben wollen, machen wir das gleiche noch mal mit $c(H_2) = 7 \frac{\text{mol}}{\text{l}} - x$ und mit $c(HCl) = 2 * x$.

$$c(H_2) = 7 \frac{\text{mol}}{\text{l}} - x = 7 \frac{\text{mol}}{\text{l}} - 1,94 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 5,06 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$c(HCl) = 2 * x = 2 * 1,94 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 3,88 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Damit wäre die Aufgabe gelöst, wer generell Probleme hat die Formeln aufzustellen, für den hier eine kleine Hilfe, mit der es immer klappen sollte, einfach Schritt für Schritt durchgehen. Ich hab das oben auch nicht gemacht, aber probiert es mal aus, es funktioniert!

Formel	Erklärung
$c(A) = a_0 \quad c(B) = b_0 \quad c(C) = c_0 \quad c(D) = d_0$	Ausgangskonzentrationen aufschreiben
$aA + bB \rightarrow cC + dD$	Reaktionsgleichung aufstellen
$aA + bB \rightarrow cC + dD$	Gesuchten Stoff markieren
$K_C = \frac{c^c(C) * c^d(D)}{c^a(A) * c^b(B)}$	Gleichgewichtskonstante aufstellen
$c(B) = b_0 - \frac{b}{b} * x = b_0 - x$	Für den gesuchten Stoff eine Formel aufstellen
$c(A) = a_0 - \frac{a}{b} * x$ $c(C) = c_0 + \frac{c}{b} * x$ $c(D) = d_0 + \frac{d}{b} * x$	Für die anderen Stoffe die Formel wie rechts angegeben aufstellen. Das Minus kommt immer bei Edukten, das Plus nur bei Produkten (BEACHTEN, wenn man die Konzentration eines Produkts will!)
$K_C = \frac{(c_0 + \frac{c}{b} * x)^c * (d_0 + \frac{d}{b} * x)^d}{(a_0 - \frac{a}{b} * x)^a * (b_0 - x)^b}$	In die Gleichgewichtskonstante einsetzen, und jetzt kann man einfach wie oben die Gleichung nach x auflösen

Prinzip von LE CHATELIER

„Jede Störung eines Gleichgewichts durch die Änderung der äußeren Bedingungen (Temperatur, Stoffmenge, Volumen) führt zu einer Verschiebung des Gleichgewichts, die der Störung entgegenwirkt“ LE CHATELIER

Das soll vereinfacht heißen, wenn wir eine exotherme Reaktion (als Hinreaktion) haben, braucht die nur eine kleine Aktivierungsenergie und läuft anschließend von selbst ab, dabei gibt sie Wärme ab. Daraus folgt haben wir als Rückreaktion eine endotherme Reaktion, die braucht ständig Energie und läuft dann von selbst ab.

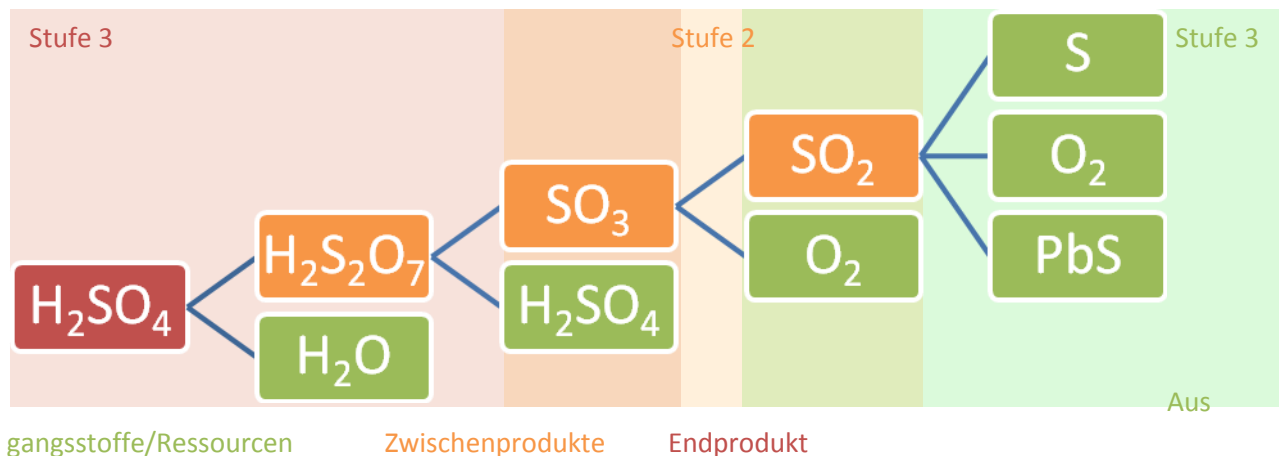
Wenn wir jetzt also einen Bunsenbrenner unter die Reaktion stellen würden bekämen wir ganz viel Energie, das wäre was für die endotherme Reaktion, diese wird stärker als die exotherme. Lassen wir dagegen die Reaktionen in Eiswasser ablaufen, bekommt die endotherme Reaktion wohl kaum die

Energie die sie braucht, die exotherme schon eher, die braucht nur die kleine Aktivierungsenergie um abzulaufen. Die Reaktion wurde also in die andere Richtung (zur Hinreaktion) verschoben.

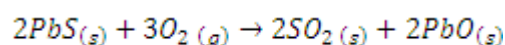
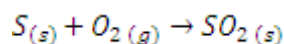
Betrachten wir das gleiche nochmal für Druck: Wenn die eine Reaktion Druck aufbaut, werden in ihr die Stoffe irgendwie aus einer Flüssigkeit oder einem Feststoff verdampft, haben wir jetzt allerdings einen Druck von außen, werden die Teilchen die eigentlich raus wollen, sofort wieder vom Druck reingedrückt. Hat man außen einen Unterdruck, zieht es die Teilchen förmlich raus, die Hinreaktion wird gefördert.

Ebenso ist es mit der Stoffmenge – nur noch einfacher. Hat man von einem Stoff (bspw.: Edukte) viel da, kann viel reagieren (gibt ja auch Sinn). Sind also viele Edukte da, wird die Hinreaktion gefördert, sind viele Produkte da die Rückreaktion – klar.

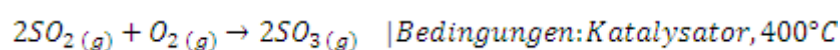
Schwefelsäuresynthese



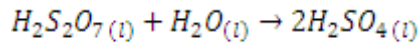
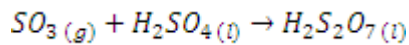
Was passiert hierbei?? Am Anfang wird Schwefel aus Bergwerken, etc. gewonnen und mit Sauerstoff (den man aus der Umgebungsluft holt) zur Reaktion bringt entsteht dabei Schwefeldioxid. Da Schwefel nur in sehr begrenztem Maße direkt zu gewinnen ist, findet man ihn eher in Verbindung mit Blei, dieses Bleisulfid wird trotzdem mit Sauerstoff zur Reaktion gebracht und bildet ebenfalls Schwefeldioxid.



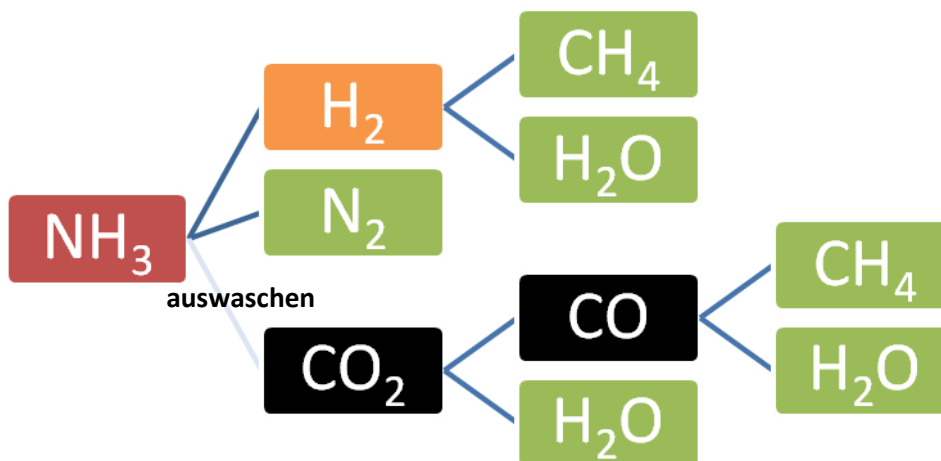
Dieses Schwefeldioxid lässt man nun in einem weiteren Reaktor weiterreagieren. Hierbei wird das Schwefeldioxid bei 400°C und unter Anwesenheit eines Katalysators (Vanadium(V)-oxid) mit weiterem Luftsauerstoff zur Reaktion gebracht, dabei entsteht Schwefeltrioxid. Die 400°C sind eigentlich schädlich für die Reaktion, sie hemmt sie. Die hohe Temperatur ist aber für den Katalysator nötig, der bei niedrigeren Konzentrationen inaktiv ist, sich bei höheren Konzentrationen zersetzt.



Um im Endeffekt schneller Schwefelsäure zu gewinnen wird das Schwefeltrioxid zur Reaktion mit bereits synthetisierter Schwefelsäure gebracht, dabei entsteht eine Dischwefelsäure, aus der sich in Reaktion mit Wasser zwei Schwefelsäure-Moleküle ergeben, Fertig!

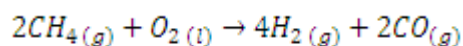
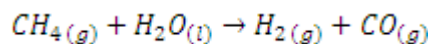


Ammoniaksynthese

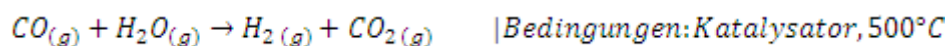


Ausgangsstoffe/Ressourcen Zwischenprodukte Endprodukt Abfallprodukt

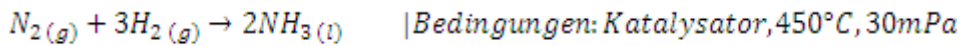
Auch die Ammoniaksynthese ist ein relativ komplizierter Vorgang. Ammoniak wird aus Wasserstoff und Stickstoff gewonnen. Stickstoff befindet sich zu 76% in der Umgebungsluft, daher bekommt man den relativ schnell. Bei Wasserstoff ist das ein wenig komplizierter. Hierbei lässt man Erdgas (Methanol) mit Wasser reagieren und dabei entsteht schon einmal Wasserstoff, allerdings auch das giftige Kohlenstoffmonoxid, was leider ebenfalls als Katalysatorgift wirkt, die Reaktion also hemmt. Das restliche Erdgas lässt man noch mit Sauerstoff reagieren, damit wirklich möglichst viel Wasserstoff bekommt.



Im nächsten Schritt muss das Katalysatorgift irgendwie entfernt werden, dazu wird es (bei 500°C mit Katalysator) mit Wasser gebracht, dabei entsteht Kohlenstoffdioxid, dieses kann unter Druck ausgewaschen werden und es bleiben nur Stickstoff (aus der Luft) und synthetisierter Wasserstoff übrig. Man nimmt für die Reaktion Wasser, statt Sauerstoff, weil bei der Reaktion mit Wasser noch mehr Wasserstoff entsteht.



Stickstoff und Wasserstoff lässt man nun bei 30mPa und 450°C unter Anwesenheit eines Katalysators mehrere Male für etwa 30 Sekunden miteinander reagieren. Die Reaktionsbedingungen (Temperatur, Druck) sind eigentlich reaktionshemmend, man braucht sie aber um den Katalysator zu aktivieren (genau wie bei der Schwefelsäuresynthese). Die kurze Dauer liegt daran, dass sich das chemische Gleichgewicht erst nach viel zu langer Zeit einstellt und wirtschaftlich ist es optimal, wenn man das Wasserstoff-Stickstoff-Gemisch mehrere Male für kurze Zeit reagieren lässt und immer den entstehenden Ammoniak abkühlt und vom Gasmisch trennt, welches dann wiederum reagieren kann.

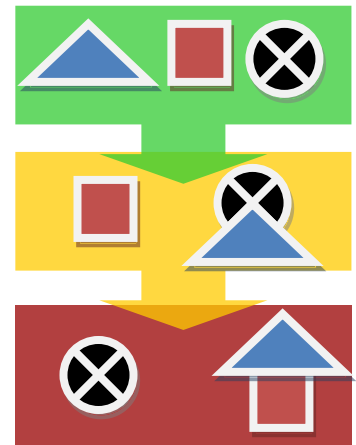


Katalysatoren

Ein Katalysator ist ein Gemisch/ein Stoff, der die Aktivierungsenergie, die bei einer Reaktion nötig ist herab und erhöht die Reaktionsgeschwindigkeit. Hierbei gibt es homogene und heterogene Katalysatoren. Homogene Katalysatoren bilden, wenn man sie mit den Edukten mischt eine einheitliche Phase, heterogene Katalysatoren bilden zwei Phasen. Bei einigen Reaktionen entsteht als Produkt sogar der Katalysator, diese heißen Autokatalysen. Eine Katalyse dagegen ist eine ganz normale chemische Reaktion mit Katalysator.

Verlauf einer Katalyse

- Der Katalysator (⊗) reagiert mit einem der Edukte (▲) zu einem Zwischenprodukt (⊗▲)
 - Diese Reaktion braucht weniger Energie als die Ausgangsreaktion
 - Diese Reaktion geht schneller als die Ausgangsreaktion
- Das entstandene Zwischenprodukt (⊗▲) kann nun mit dem zweiten Edukt (■) reagieren und dabei entsteht das schlussendliche Produkt (⊗■).
 - Auch diese Reaktion braucht weniger Energie als die Ausgangsreaktion
 - Und geht ebenfalls schneller als die Ausgangsreaktion
- Fertig ist die Katalyse und der Katalysator liegt wieder im Ausgangszustand vor



So, jetzt kommt wie immer mein Schlusswort. Ich denke alles in allem ist diese Zusammenfassung doch relativ vollständig und gelungen. Ich meine es wäre alles drin, was rein müsste und das das was drin ist auch fachlich korrekt sein sollte. Erwartungsgemäß wird die Chemie-Klausur 1-2 Aufgaben zum Prinzip von LE CHATELIER kommen und dann noch 2-3 zum Rechnen mit der Gleichgewichtskonstante und vielleicht noch eine oder zwei Anwendungsaufgaben.

Wie immer gilt: Wer Fehler findet/Zusammenfassungen hat/Fragen hat/sich unsicher ist/Aufgaben nicht rausbekommt/oder sonst irgendwelche Probleme hat, bei denen ich helfen könnte, dürft ihr mir natürlich gerne eine Mail schreiben(wie immer: fsure@web.de).

So und das wäre es für die erste Chemie-Klausur, in nächster Zeit wird eher weniger kommen (ist ja auch eine Zeit mit wenig Klausuren), eine kleine Doppelseite zu Mathematik über die Kurvendiskussion bei ganzrationalen Funktionen kommen, aber sonst geht's (bis auf Mathe) vermutlich erst im Mai weiter. Bis dahin – viel Spaß beim lernen, viel Glück bei euren Klausuren

Gruß,
Florian