



Vorlesung zum Lehramtsgrundpraktikum

Dr. Magdalena Rusan

Kapitel 2

Chemisches Gleichgewicht und wässrige Lösungen

20.10.2023

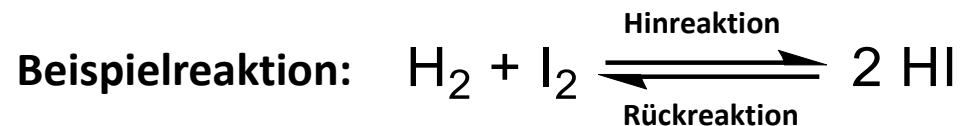
Chemisches Gleichgewicht

Chemisches Gleichgewicht

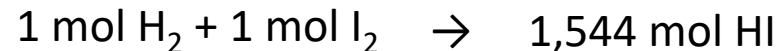
Viele chemische Reaktionen laufen nicht vollständig ab, d.h. nicht alle Edukte reagieren vollständig zu Produkten bzw. die entstandenen Produkte können in einer Rückreaktion wieder zurück reagieren.

Hinreaktion \rightleftharpoons Rückreaktion

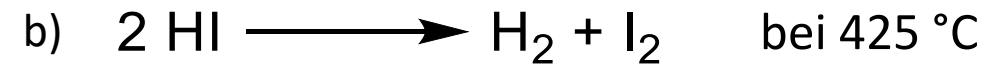
*Doppelpfeil symbolisiert
chemisches Gleichgewicht*



- Reaktion verläuft unvollständig



→ 0,228 mol H_2 und 0,228 mol I_2 bleiben übrig,
die nicht reagiert haben.



- Zerfallsreaktion: auch nicht vollständig
- Es zerfallen so lange HI-Moleküle in H_2 - und I_2 -Moleküle bis 0,228 mol H_2 , 0,228 mol I_2 und 1,544 mol HI-Moleküle vorliegen



Chemisches Gleichgewicht

Bildungs- und Zerfallsreaktion führt zum chemischen Gleichgewicht. In diesem Zustand verändert sich die Konzentration der Reaktionsteilnehmer nicht mehr.

Aber:

Gleichgewichtszustand ist kein Ruhezustand → ständig Bildung und Zerfall von HI-Molekülen
→ nur makroskopisch ist keine Veränderung feststellbar

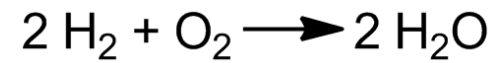
Gleichgewichtszustand bedeutet nicht gleich große Konzentration von Edukt und Produkt

Der Anfangszustand beeinflusst die Gleichgewichtslage nicht

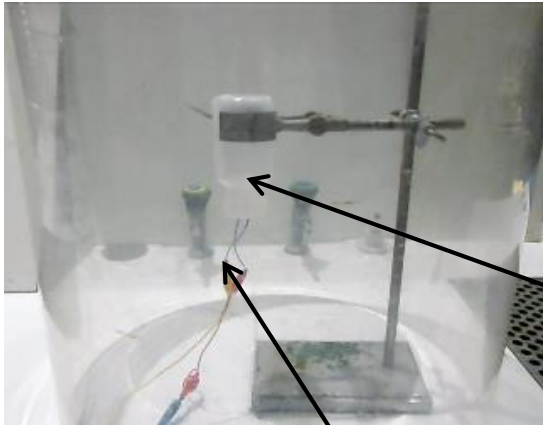
Chemisches Gleichgewicht

Es gibt aber auch Reaktionen, bei der das chemische Gleichgewicht ganz auf einer Seite liegt.

Knallgasreaktion

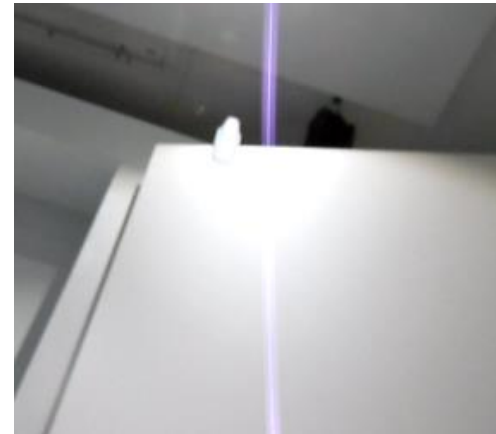


Gleichgewicht vollständig auf
der rechten Seite
(unter diesen Bedingungen)



Kunststoffgefäß mit Knallgas

Drähte werden mit dem piezoelektrischen
Zünder verbunden



Kunststoffgefäß fliegt nach
oben und zersplittert.

→ Gefäß offen

Massenwirkungsgesetz

Massenwirkungsgesetz

Gleichgewichtszustand einer Reaktionsgleichung kann **quantitativ** beschrieben werden, wenn Stoffmengenkonzentrationen bzw. Partialdrücke p bei gasförmigen Stoffen, die im Gleichgewicht vorliegen, bekannt sind.

Die Gleichgewichtslage einer chemischen Reaktion wird durch das Massenwirkungsgesetz und eine **Gleichgewichtskonstante K** beschrieben.

Wenn eine chemische Reaktion stattfindet: $\mathbf{aA + bB \rightleftharpoons cC + dD}$ dann gilt:
(im geschlossenen Gefäß)

$$K_c = \frac{c(C)^c c(D)^d}{c(A)^a c(B)^b}$$

oder $K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$
(andere Schreibweise)

Äußere Bedingungen wie Temperatur und Druck müssen definiert sein!

Gleichgewichtskonstante

Konzentration

stöchiometrische Koeffizienten

Massenwirkungsgesetz



➔ Zahlenwert der Gleichgewichtskonstanten K: Aussage über Lage des Gleichgewichts

- Die Gleichgewichtskonstante für jede Reaktion hat einen charakteristischen Wert und ist nur von der **Temperatur** abhängig.
- Durch die Gleichgewichtskonstante ist die Lage des Gleichgewichts einer Reaktion eindeutig beschrieben.
 - Wenn K sehr viel größer als 1 ist, dann läuft die Reaktion nahezu vollständig in Richtung der Produkte ab:
man sagt: „Gleichgewicht liegt auf der rechten Seite“
 - Wenn $K \approx 1$ ist, dann liegen im Gleichgewichtszustand alle Reaktionsteilnehmer (Edukte und Produkte) in vergleichbar großen Konzentrationen vor.
 - Wenn K sehr viel kleiner 1 ist, dann läuft die Reaktion praktisch nicht ab.
man sagt: „Gleichgewicht liegt auf der linken Seite“

Massenwirkungsgesetz



$$K_c = \frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{H}_2) c(\text{I}_2)} \quad K_c = \frac{(0,0118)^2}{(0,00160)(0,00160)} = 54$$

Ver- such	Anfangskonzentrationen /(mol · L ⁻¹)			Gleichgewichtskonzentra- tionen /(mol · L ⁻¹)			K _c
	c(H ₂)	c(I ₂)	c(HI)	c(H ₂)	c(I ₂)	c(HI)	
1.	0	0	0,0150	0,00160	0,00160	0,0118	→ K = 54,4
2.	0,00932	0,00805	0	0,00257	0,00130	0,0135	→ K = 54,5
3.	0,00104	0	0,0145	0,00224	0,00120	0,0121	→ K = 54,5
4.	0,00375	0,00375	0,00375	0,00120	0,00120	0,00886	→ K = 54,5

→ Gleichgewichtskonstanten bleiben gleich

→ Äußere Bedingungen wie Temperatur und Druck dürfen sich aber nicht ändern



- Es reagieren 1 mol I₂ mit 0,5 mol H₂
→ dann entstehen 0,930 mol HI, 0,535 mol I₂ und 0,035 mol H₂ bzw. liegen im Gleichgewicht nebeneinander vor

$$K_c = \frac{(0,930)^2}{(0,535)(0,035)} = 45,9$$

wird dimensionslos angegeben

Massenwirkungsgesetz

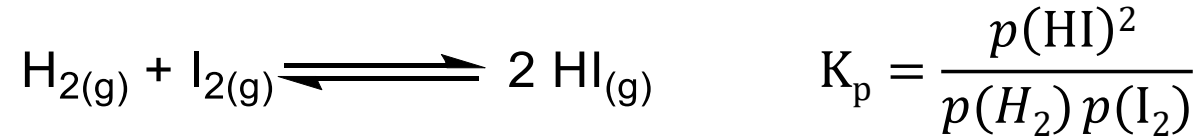


Bei gasförmigen Stoffen gilt:

$$K_p = \frac{p^c(C) p^d(D)}{p^a(A) p^b(B)}$$

p: Partialdruck

Deshalb kann man für die Reaktion auch schreiben:



H₂ ist gasförmig
I₂ als Ioddampf
HI ist gasförmig

Bei Gasreaktionen kann man Partialdrücke angeben

Homogene Gleichgewichte: alle an der Reaktion beteiligten Stoffe sind in derselben Phase vorhanden.

Heterogene Gleichgewichte: mehrere Phasen sind beteiligt (z.B. Flüssigkeiten + Gase)

Massenwirkungsgesetz

Beispiele

Homogene Gleichgewichte:

alle Reaktionsteilnehmer sind z.B. gasförmig



$$K_p = \frac{p^2(\text{NH}_3)}{p(\text{N}_2)p^3(\text{H}_2)} \quad \text{oder} \quad K_c = \frac{c^2(\text{NH}_3)}{c(\text{N}_2)c^3(\text{H}_2)}$$

Heterogene Gleichgewichte:

Reaktionsteilnehmer sind fest und gasförmig



$$K_c = \frac{c(\text{CO}_2)}{c(\text{O}_2)}$$

s, (f): solid, (fest)
g: gas, gasförmig
l, fl: liquid, flüssig



$$K_p = \frac{p^2(\text{CO})}{p(\text{CO}_2)}$$



$$K_p = p(\text{CO}_2)$$

Massenwirkungsgesetz

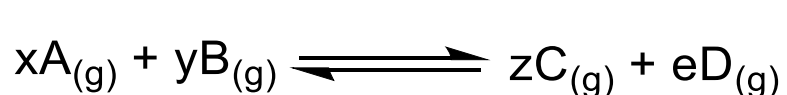
- An der Reaktion sind feste Stoffe beteiligt → gleichgültig in welcher Menge → im Massenwirkungsgesetz treten für feste, reine Phasen keine Konzentrationsglieder auf (Aktivität von Feststoffen = 1)

Zusammenhang zwischen K_c und K_p

Partialdruck eines Gases ist proportional zu seiner Stoffmengenkonzentration → für Gase werden im Massenwirkungsgesetz Partialdrücke verwendet

Annahme: es handelt sich um ein ideales Gas

Umwandlung von K_c in K_p über ideales Gasgesetz: $pV = nRT$



$$K_p = \frac{p^z(C)p^e(D)}{p^x(A)p^y(B)}$$

$$p = n/V \cdot R \cdot T = c \cdot R \cdot T$$

↑ einsetzen

*Ideales Gas:
Wechselwirkung →
elastische Stöße zwischen
den Gasteilchen untereinander
und der Wand*

n = Stoffmenge, V = Volumen, T = Temperatur, R = allgemeine Gaskonstante

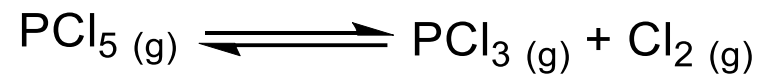
Massenwirkungsgesetz

$$K_p = \frac{(c_c RT)^z (c_d RT)^e}{(c_a RT)^x (c_b RT)^y} = \frac{c_c^z c_d^e}{c_a^x c_b^y} \cdot (RT)^{z+e-x-y} = K_c \cdot (RT)^{z+e-x-y} = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

wobei: $z+e$ ist Summe der Molzahlen auf der rechten Seite der Gleichung; $x+y$ ist Summe der Molzahlen auf der linken Seite der Gleichung

→ Δn = Differenz der Molzahlen

Beispiele:



$$\Delta n = 1 \quad K_p = K_c \cdot RT$$



$$\Delta n = -1 \quad K_p = K_c / RT$$



$$\Delta n = 0 \quad K_p = K_c$$

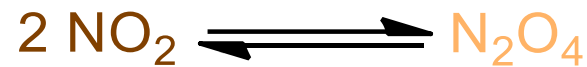
Massenwirkungsgesetz

Verschiebung der Gleichgewichtslage - Prinzip von Le Chatelier

Wird auf ein System, das im chemischen Gleichgewicht ist, durch Konzentrations-, Druck- oder Temperaturänderung ein Zwang ausgeübt, so verschiebt sich das Gleichgewicht immer so, dass sich ein neues Gleichgewicht einstellt, bei dem dieser Zwang reduziert ist.

Temperaturerhöhung

Beispiel: Gasgemisch im Gleichgewicht zwischen dem braunen Stickstoffdioxid und dem farblosen Distickstofftetraoxid

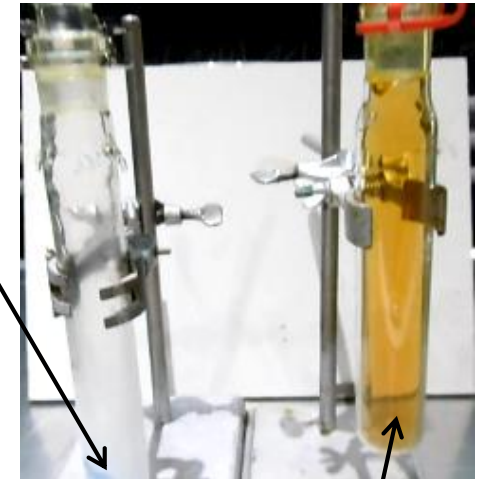


Hinreaktion: exotherm
Rückreaktion: endotherm

Beobachtung:

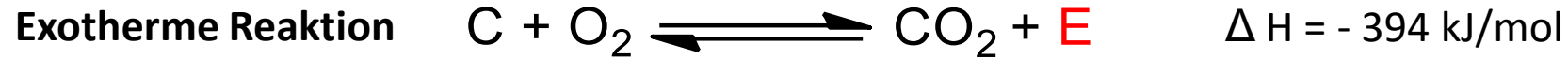
- Temperaturerhöhung (bei konstantem Volumen): Reaktion verläuft zugunsten von NO_2 → Gleichgewicht verschiebt sich nach links → Gasgemisch wird dunkler
- Temperaturerniedrigung (bei konstantem Volumen): Reaktion verläuft zugunsten von N_2O_4 → Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts → Gasgemisch wird heller

N_2O_4
Glasrohr mit
Trockeneis gekühlt



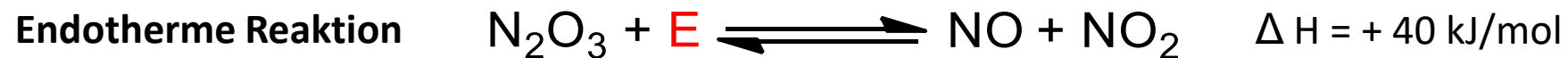
NO_2 bei
Raumtemperatur

Massenwirkungsgesetz



Wenn **E** durch Wärmezufuhr (Temperaturerhöhung) „vergrößert“ wird, wird in das vorherrschende Gleichgewicht „eingegriffen“. Um diesem Zwang auszuweichen, verschiebt sich das Gleichgewicht nach links zugunsten der Edukte (C und O₂).

Wenn **E** durch Wärmeabfuhr (Temperaturerniedrigung) „verkleinert“ wird, wird in das vorherrschende Gleichgewicht „eingegriffen“. Um diesem Zwang auszuweichen, verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts zugunsten des Produktes (CO₂).



Wenn **E** durch Wärmezufuhr (Temperaturerhöhung) „vergrößert“ wird, wird in das vorherrschende Gleichgewicht „eingegriffen“. Um diesem Zwang auszuweichen, verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts zugunsten der Produkte (NO und NO₂).

Wenn **E** durch Wärmeabfuhr (Temperaturerniedrigung) „verkleinert“ wird, wird in das vorherrschende Gleichgewicht „eingegriffen“. Um diesem Zwang auszuweichen, verschiebt sich das Gleichgewicht nach links zugunsten des Eduktes (N₂O₃).

Massenwirkungsgesetz

- Wärmezufuhr bzw. Wärmeentzug bewirken eine Gleichgewichtsverschiebung → Einstellung eines neuen Gleichgewichts mit veränderten Konzentrationen.
- Wärmeentzug begünstigt die Wärme liefernde (exotherme) Reaktion,
- Wärmezufuhr begünstigt die Wärme verbrauchende endotherme Reaktion.
- Dadurch fällt die Temperaturänderung des Systems geringer aus als ohne Gleichgewichtsverschiebung.
- Eine Temperaturänderung führt immer zu einer Änderung der Gleichgewichtskonzentrationen. Welche Konzentration dabei zunimmt bzw. abnimmt, hängt davon ab, ob die Bildung der Produkte exotherm oder endotherm ist

Störung	Art der Reaktion	Zunahme der
Temperaturerhöhung	exotherm	Edukte
	endotherm	Produkte
Temperaturerniedrigung	exotherm	Produkte
	endotherm	Edukte

Volumen- oder Druckänderung

- Das chemische Gleichgewicht von Reaktionen, an denen keine Gase beteiligt sind, wird kaum durch eine von außen bewirkte Volumenänderung beeinflusst. Sind hingegen gasförmige Stoffe beteiligt, wird das Gleichgewicht nur dann beeinflusst, wenn sich die Teilchenzahl in der Gasphase durch die Gleichgewichtsverschiebung ändert.
- Druckänderung wirkt sich nur in einem geschlossenen System auf das Gleichgewicht aus
- Je nach Reaktionsbedingung kann man eine Druckänderung oder eine Volumenänderung feststellen

Massenwirkungsgesetz

- Das System verringert den durch eine Volumenverkleinerung erzeugten Druck, indem es zugunsten der Seite abläuft, die die geringere Teilchenzahl aufweist und somit das kleinere Volumen benötigt

Beispiel: Herstellung von Ammoniak im Haber-Bosch-Verfahren aus Stickstoff und Wasserstoff



- Es entstehen also aus 4 Gasmolekülen auf der Eduktseite links, 2 Gasmoleküle auf der Produktseite rechts. Wird nun der Druck erhöht, so weicht das System auf die volumenverkleinernde Seite - also diejenige mit weniger Molekülen - aus. Somit lässt sich durch Druckerhöhung die Bildung von Ammoniak begünstigen

Beispiel: Herstellung von Schwefeltrioxid



Wenn der Druck erhöht wird, verlagert sich das Gleichgewicht nach rechts; das System weicht dem Druck aus → 3 mol Teilchen links und nur 2 mol Teilchen rechts (hier weniger Teilchen)

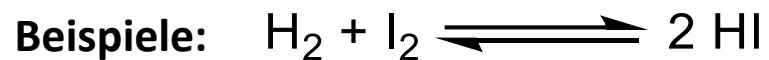
Beispiel: $3 \text{Fe}_{(s)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + 4 \text{H}_2_{(g)}$ $\Delta n = 0$ → Druck hat keinen Einfluss

Massenwirkungsgesetz

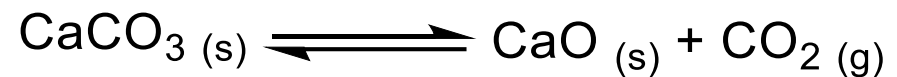


Stoffmengenänderung

- Durch Zufuhr bzw. Wegnahme *eines* Reaktionspartners wird das Gleichgewicht gestört, die Reaktion läuft folglich, bis das Gleichgewicht wieder erreicht ist, vermehrt in eine Richtung
- Verändert man die Konzentration von einem der am Gleichgewicht beteiligten Stoffe, ändern sich dadurch auch die Konzentrationen aller anderen Partner
- Soll eine Gleichgewichtsreaktion vollständig zugunsten eines Produkts ablaufen, genügt es, eines der Edukte aus dem Reaktionsgemisch zu vervielfachen oder eines der Produkte aus dem Reaktionsgemisch zu entfernen. Die Rückreaktion wird dadurch solange unterbunden, bis das ursprüngliche Gleichgewicht wieder hergestellt ist



Konzentration von H_2 wird erhöht \rightarrow Gleichgewicht verlagert sich nach rechts \rightarrow mehr HI wird gebildet, damit H_2 verbraucht wird \rightarrow HI-Konzentration ist größer als am Anfang
 \rightarrow Gleichgewicht hat sich verlagert



Ein Stoff wird entfernt: CO_2 wird weggeleitet
 \rightarrow Gleichgewicht befindet sich komplett auf der rechten Seite

Massenwirkungsgesetz

Kombination aus Temperatur-, Druck- und Stoffmengenänderung

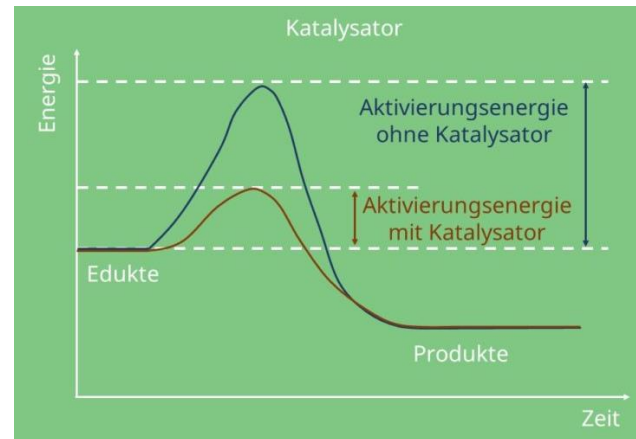
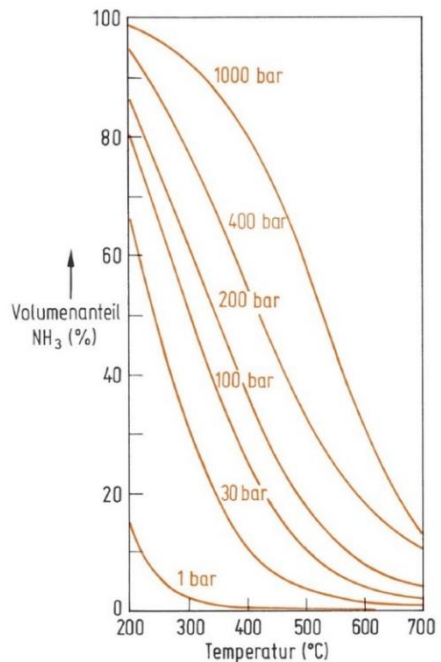
Beispiel: Herstellung von Ammoniak im Haber-Bosch-Verfahren aus Stickstoff und Wasserstoff



- Reaktion ist exotherm; wenn die Temperatur erhöht wird = Zwang; dem Zwang wird ausgewichen, wenn Wärme verbraucht wird → Gleichgewicht verschiebt sich nach links
- Wenn Temperatur erniedrigt wird → Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts → würde bedeuten: hohe Ausbeute nur wenn die Temperatur erniedrigt wird
- Aber: Kinetik beachten! Bei niedrigen Temperaturen läuft die Reaktion viel zu langsam ab
- Reaktion braucht hohe Aktivierungsenergie und ist exotherm:
→ Gleichgewicht wird durch hohe Temperatur auf die Seite der Edukte, also zu den höheren Volumina, verschoben.
- Druckerhöhung wirkt sich auf die Produktausbeute aus
- Prozessoptimierung: optimale Kombination aus Druck und Temperatur muss gefunden werden.
- Einsatz eines Katalysators

Massenwirkungsgesetz

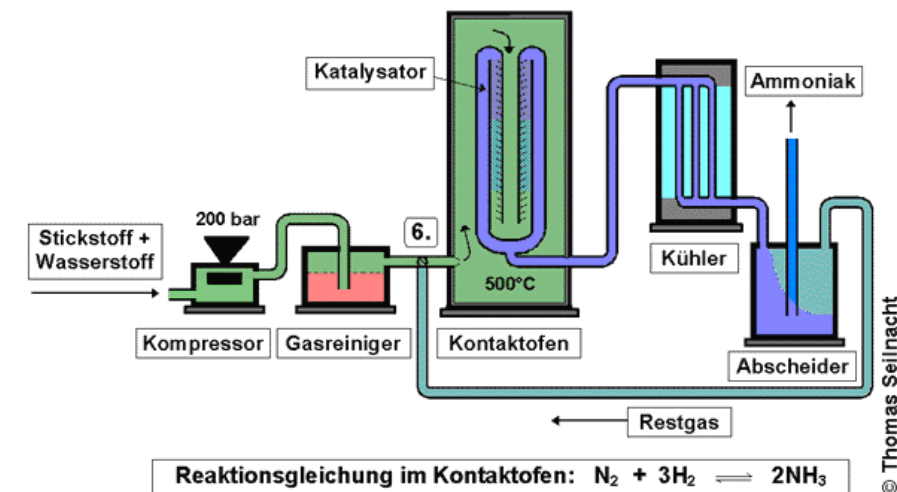
- Katalysator hat keine Auswirkung auf die Gleichgewichtslage → durch Katalysatoren kann sich die Gleichgewichtslage schneller einstellen → mit Katalysator wird die Aktivierungsenergie sowohl für Hin- als auch für Rückreaktion kleiner; Katalysator wird nicht verbraucht
- Haber-Bosch-Verfahren: Reaktion findet bei ca. 300 bar Druck und einer Temperatur von 550 °C statt. Zusätzlich wird die Ausbeute durch Entzug des Ammoniaks, also die Verringerung dessen Stoffmenge im Reaktionsgemisch, erhöht.



https://www.chemie-schule.de/KnowHow/Prinzip_vom_kleinsten_Zwang

Die Aktivierungsenergie ist die Energie, die einem System zugeführt muss, damit die Reaktionspartner eine chemische Reaktion eingehen

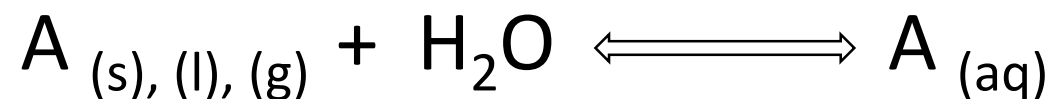
Die Ammoniaksynthese nach dem Haber-Bosch-Verfahren



Wässrige Lösungen

Lösungen und Löslichkeit

- *Lösungen* sind homogene Stoffgemische. Sie bestehen aus mindestens zwei Komponenten, nämlich dem meist flüssigen Lösungsmittel, in dem ein oder mehrere Feststoffe, Flüssigkeiten oder Gase gelöst sind. Daneben gibt es auch feste Lösungen (z.B. Metallegierungen).
- „Löslichkeit“ ist das Ausmaß, in dem sich eine Substanz in einer anderen löst
- Da wir uns hier auf das Lösungsmittel „flüssiges Wasser“ beschränken, reduziert sich dies auf drei Arten von Lösungen



Wasser als Lösungsmittel

Viele Substanzen mit unterschiedlichen physikalischen und chemischen Eigenschaften gehen bei Einwirken von Wasser in Lösung:

- entweder als solche wie z.B. Zucker
- oder sie dissoziieren wie z.B. HCl

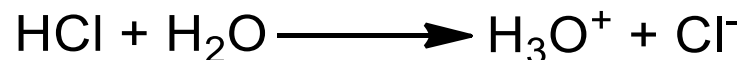
Wässrige Lösungen

Es gibt Elektrolyte und Nichtelektrolyte

Elektrolyte: polare Verbindungen, die sich in H_2O unter Bildung frei beweglicher Ionen lösen; leiten elektrischen Strom (im Gegensatz Metall: freie Elektronen leiten den Strom)



oder



Nichtelektrolyte: wässrige Lösungen, die den elektrischen Strom nicht leiten, z.B. Zucker, Alkohol

Ein **echter Elektrolyt** ist ein Stoff, der im festen Aggregatzustand aus Ionenkristallen besteht und in Schmelze oder in Lösung, in besonderen Fällen auch als Feststoff, den elektrischen Strom leitet.

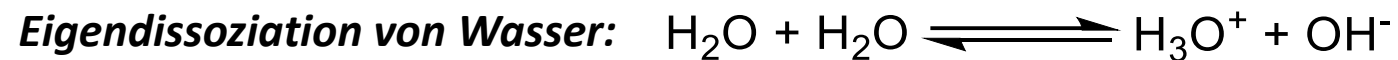
Bei einem **potentiellen Elektrolyt** dagegen entstehen die Ionen erst durch die Reaktion mit dem Lösungsmittel.

Wässrige Lösungen

Starker Elektrolyt: vollständig dissoziiert. Liegt vollständig als Ionen vor.

Schwacher Elektrolyt: unvollständig dissoziiert. Liegt nur teilweise als Ionen vor.

Bei gleicher Konzentration leiten starke Elektrolyte den Strom besser als schwache



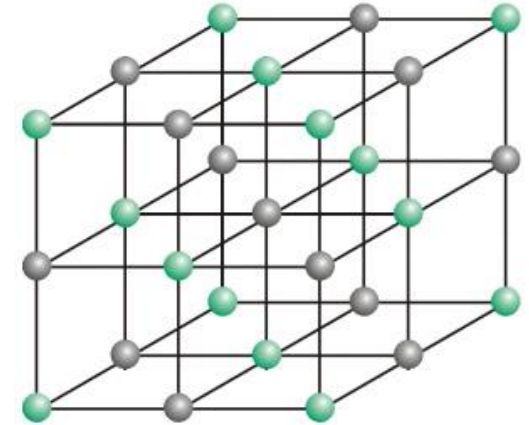
Wasser ist ein schlechter Leiter! Eigendissoziation sehr gering.

Wässrige Lösungen

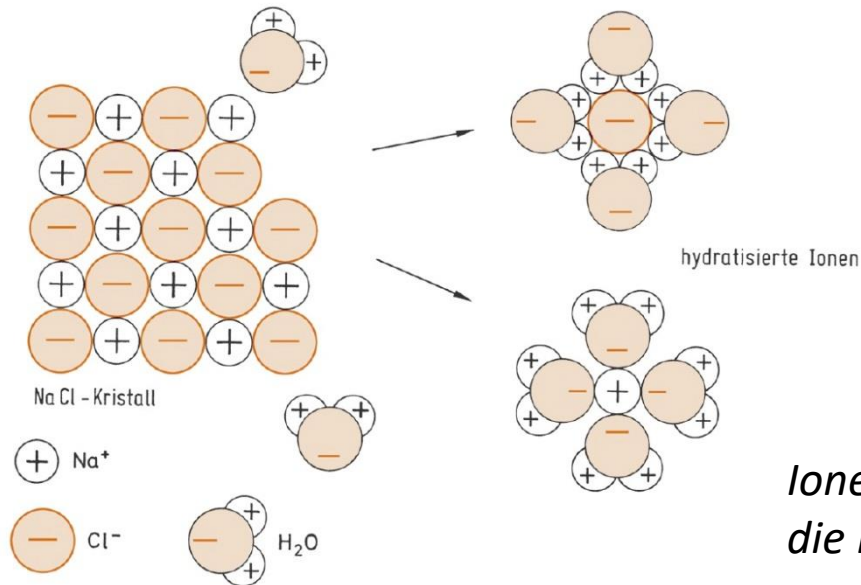


Auflösevorgang bei Salzen

- Anorganisches Salz: im festen Zustand ist es ein Ionengitter mit hoher Gitterenergie
- Beim Lösevorgang geht die geometrische Ordnung des Ionenkristalls verloren
→ Ionendissoziation
- Um ein Salz lösen zu können, muss die Gitterenergie aufgebracht werden



Hydratation: Ionen eines Salzes werden beim Lösen von H_2O -Molekülen umgeben, da zwischen den elektrischen Ladungen der Ionen und den Dipolen des Wasser Anziehungskräfte auftreten
Spezialfall der Solvatationsenergie mit Wasser als Solvens (Lösungsmittel).



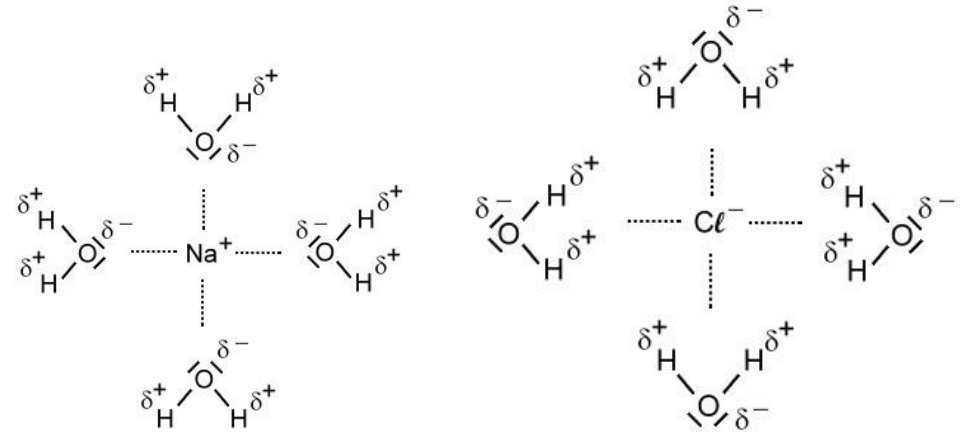
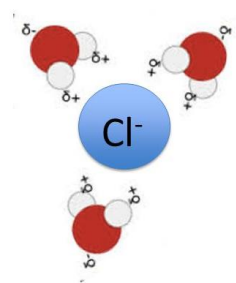
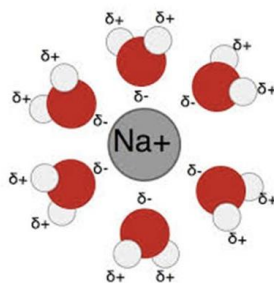
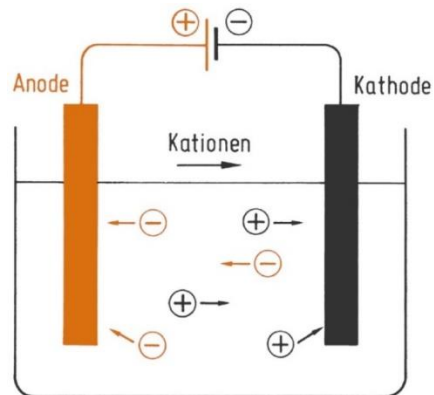
Ionendissoziation → in wässriger Lösung sind die Ionen von einer Hülle von H_2O -Molekülen umgeben

Wässrige Lösungen

- Zur Hydratation der Ionen müssen unter Energieaufwand Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den H₂O-Molekülen getrennt werden.
- Bei der Ausbildung der Hydrathüllen wird aufgrund der Anziehung zwischen den Wasserdipolen und den Ionen Energie frei.

→ Die Energiedifferenz beider Vorgänge ist die **Hydratationsenergie**

- Die Hydratationsenergie ist umso größer je höher die Ladung und je kleiner die Ionen
- Bewegliche Ionen in Lösung, die elektrischen Strom leiten.



<https://slideplayer.com/slide/2518995/>

<https://www.chemiezauber.de/inhalt/basic-2-kl-8/salze-1/eigenschaften-von-salzen/488-der-loesevorgang-eines-salzes-in-wasser.html>

Wässrige Lösungen

Je nachdem, ob die Hydratationsenergie größer oder kleiner als die Gitterenergie ist, wird Wärme abgeführt oder zugeführt.

- Hydratationsenergie ist größer als Gitterenergie: Lösevorgang ist exotherm

z.B. CaCl_2 in H_2O lösen \rightarrow Lösung wird warm

- Bei vielen Salzen ist die Gitterenergie größer als die Hydratationsenergie: Lösevorgang ist endotherm

z.B. $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ in H_2O lösen \rightarrow Lösung wird kalt

Ca^{2+} -Ionen schon im Kristall hydratisiert
oder auch z.B. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$

Vorgang findet statt, da Entropie steigt $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

Auch hier ist das Prinzip des kleinsten Zwanges anwendbar:

Lösungsvorgang ist endotherm: Löslichkeit nimmt mit steigender Temperatur zu

Lösungsvorgang ist exotherm: Löslichkeit nimmt mit steigender Temperatur ab

Wässrige Lösungen

Aktivität

- Der Begriff Aktivität steht für eine gewissermaßen „effektive“ Konzentration der Spezies i in der wässrigen Lösung: interionische Wechselwirkungen (Anziehung und Abstoßung \rightarrow deshalb ist die „wirksame“ Konzentration oder Aktivität der Lösung kleiner als die wirkliche Konzentration
- Rechnerisch steht sie mit der formellen Konzentration m (in mol/kg H_2O , „Molalität“) in folgendem Zusammenhang:

$$a_i = f_i \cdot m_i \quad \text{wobei } f_i \text{ der sogenannte „Aktivitätskoeffizient“ (Korrekturfaktor) ist.}$$

- Für ideale Lösungen, d.h. je verdünnter die Lösung ist, gilt: $f = 1$
- f hat Werte zwischen 0 und 1 \rightarrow Zahlenwert umso kleiner je größer die Gesamtkonzentration der Ionen und je größer die Ladung der Ionen ist
- f empirisch ermittelt

$$K^\circ = \frac{\{C\}\{D\}}{\{A\}\{B\}}$$

Wässrige Lösungen



Beeinflussung der Löslichkeit

→ Löslichkeit lässt sich beeinflussen durch

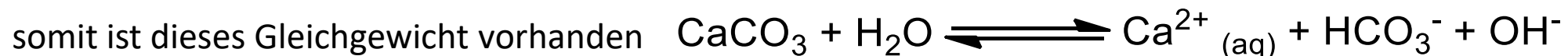
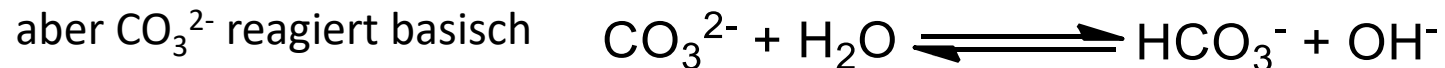
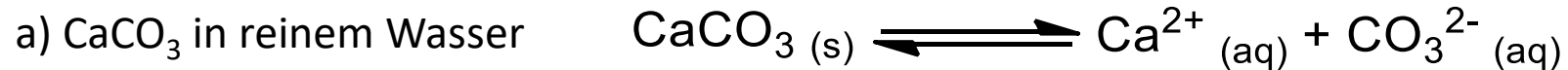
- Temperatur
- Gegenwart anderer Verbindungen
- Reaktion

→ Feststoffe lösen sich meist besser bei Erhöhung der Temperatur

→ Lösungsgleichgewicht kann beeinflusst werden, indem andere in Lösung befindliche Stoffe mit einer oder mehreren Komponenten des Gleichgewichts reagieren (Le Chatelier):

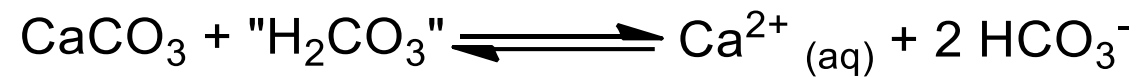


Beispiel:



Wässrige Lösungen

b) CaCO_3 in Wasser geben, das lange an stand: CO_2 ist in H_2O gelöst \rightarrow 1% davon reagiert zu Kohlensäure „ H_2CO_3 “



nicht als Reinsubstanz isolierbar

Wässrige Lösungen

Dampfdruck von Lösungen

Dampfdruck ist der Druck des Dampfes, der bei einer gegebenen Temperatur mit der Flüssigkeit im Gleichgewicht steht.

Lösung aus den Komponenten A und B: Dampfdruck der Lösung ist die Summe der Dampfdrücke $p(A)$ und $p(B)$

$$\text{Gesamtdruck der Lösung: } p = p(A) + p(B)$$

Für *ideale Lösungen* gilt das **Raoult'sche Gesetz**: Partialdrücke ergeben sich aus den Stoffmengenanteilen $x(A)$ und $x(B)$ und den Dampfdrücken $p^\circ(A)$ und $p^\circ(B)$ der reinen Stoffe A und B bei der gleichen Temperatur.

$$\text{Partialdrücke der Komponenten A und B: } p(A) = x(A) \cdot p^\circ(A) \text{ bzw. } p(B) = x(B) \cdot p^\circ(B)$$

$$\rightarrow p = x(A) \cdot p^\circ(A) + x(B) \cdot p^\circ(B) \quad \text{Raoult-Gesetz (für ideale Lösungen)}$$

Für ideale Lösungen gilt: intermolekulare Kräfte zwischen A und B sind ungefähr gleich wie zwischen AA und BB

Wässrige Lösungen

→ Tendenz, dass das A-Molekül aus der Flüssigkeit in die Gasphase übergeht, ist unabhängig, ob es von A- oder B-Molekülen umgeben ist

Aber: nur die wenigsten Lösungen sind ideal → Partialdrücke und Gesamtdruck unterscheiden sich meistens

Nicht ideale Lösungen: Wechselwirkungen zwischen A und A, A und B und B und B unterschiedlich

→ Partialdrücke von A und B niedriger: Wechselwirkungen zwischen A und B stärker als Wechselwirkungen zwischen A und A bzw. B und B

→ Partialdrücke von A und B höher: Wechselwirkungen zwischen A und B schwächer als Wechselwirkungen zwischen A und A bzw. B und B

Wässrige Lösungen

Dampfdruckerniedrigung:

Lösung eines nichtflüchtigen Stoffes B in Lösungsmittel A: Dampfdruck nur abhängig vom Lösungsmittel

Dampfdruck einer verdünnten Lösung eines nichtflüchtigen Stoffes B mit $p^\circ(B) = 0$ im Lösungsmittel A:

$$p(A) = x(A) \cdot p^\circ(A) \qquad x(A) + x(B) = 1$$

$$p = (1 - x(B)) \cdot p^\circ(A) = p^\circ(A) - x(B) \cdot p^\circ(A)$$

→ Lösung hat geringeren Dampfdruck als das reine Lösungsmittel

Wässrige Lösungen

Lösungen von Gasen

- Beim Ausüben von Druck weicht das System dem Druck aus → Vorgang läuft da ab wo sich das Volumen verringert
- Bei Lösungsvorgängen zwischen festen und flüssigen Substanzen gibt es kaum eine Volumenänderung → Druckänderung hat nur eine geringe Auswirkung auf die Löslichkeit
- Lösen von Gasen: Volumenänderung → Druckänderung hat Auswirkung
- Hier muss man unterscheiden zwischen Gasen, die sich ohne Reaktion in Wasser lösen - z.B. N_2 oder O_2 , „intrinsische Löslichkeit“), und solchen, die teilweise oder vollständig mit Wasser reagieren z.B. HCl , H_2S , CO_2 oder Cl_2 .
- Läuft keine chemische Reaktion ab, so ist die Löslichkeit im allgemeinen gering
- Die Löslichkeit der Gase hängt auch von der Art des Lösungsmittels ab.
- In der Regel gehen Gase exotherm in Lösung → bei Temperaturerhöhung sinkt die Löslichkeit von Gasen

Henry-Dalton-Gesetz: Löslichkeit eines Gases ist bei gegebener Temperatur direkt proportional zum Partialdruck des Gases über der Lösung

→ Nur für verdünnte Lösungen bei relativ niedrigen Drücken gut erfüllt

→ Gesetz gilt nicht für Gase, die mit dem Lösungsmittel reagieren (z.B. HCl)

Wässrige Lösungen

Druckabhängigkeit: Druckänderung hat Auswirkung auf die Löslichkeit von Gasen
→ bei Druckerhöhung geht eine größere Gasmenge in Lösung

$$c = K \cdot p \quad (c = \text{Konzentration, } K = \text{Konstante, } p = \text{Partialdruck})$$

z.B. Tiefseetauchen

Bei hohem Druck löst sich mehr Luft im Blut → beim zu schnellen Auftauchen sinkt der Druck → plötzlich weniger Luft löslich → Blasen entstehen im Blut → tödlich

deshalb: künstliche Atemluft aus O_2 und Helium statt N_2 und O_2 , da sich Helium im Blut weniger löst als N_2

