

# Zum Verlauf chemischer Reaktionen\*

Patrick Bucher

16. August 2011

## Inhaltsverzeichnis

<b>1 Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen</b>	<b>1</b>
<b>2 Das chemische Gleichgewicht</b>	<b>2</b>
2.1 Beeinflussung des Gleichgewichtszustands . . . . .	3
<b>3 Die Reaktionstypen</b>	<b>4</b>
3.1 Die Säure-Base-Reaktion . . . . .	4
3.2 Die Redox-Reaktion . . . . .	4

## 1 Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen

- Dauer und Heftigkeit einer chemischen Reaktion sind abhängig von der *Reaktionsgeschwindigkeit*. Sie ist wichtig für die Herstellung und Verwendung von Stoffen und beeinflusst die Aktivität von Lebewesen und Stoffkreisläufe in der Natur. Zwischen Reaktionsenthalpie ( $\Delta H$ ) und Reaktionsgeschwindigkeit besteht jedoch kein Zusammenhang.
- Der zeitliche Verlauf einer Reaktion kann durch das Messen von Masse, Volumen oder Konzentration der Reaktionsteilnehmer verfolgt werden. Die Reaktionsgeschwindigkeit verändert sich im Laufe der Reaktion. Die *mittlere Reaktionsgeschwindigkeit* in einem bestimmten Zeitintervall beträgt:

$$\bar{v} = \frac{\Delta c(Rt)}{\Delta t}$$

$\bar{v}$  = mittlere Reaktionsgeschwindigkeit in  $\text{mol}/(\text{l} \cdot \text{s})$

$\Delta c(Rt)$  = Konzentrationsänderung des Reaktionsteilnehmers  $Rt$  in  $\text{mol}/\text{l}$

$\Delta t$  = Zeitintervall in  $\text{s}$

---

\* AKAD-Reihe CH 106, ISBN: 3-7155-1980-0

- Die **Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel (RGT-Regel)** beschreibt die Zunahme der Reaktionsgeschwindigkeit mit steigender Temperatur. Die Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit ist damit zu erklären, dass bei einer Temperaturzunahme die Bewegungsenergie der Teilchen zunimmt und es so zu mehr Zusammenstössen zwischen den einzelnen Teilchen kommt. Eine Temperaturänderung von  $10^{\circ}\text{C}$  führt zu einer Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit um Faktor 2 bis 4:

$$\Delta v = (2..4)^{\frac{\Delta T}{10^{\circ}\text{C}}}$$

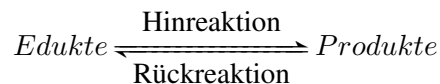
$\Delta v$  = Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit in  $\text{mol}/(\text{l} \cdot \text{s})$

$\Delta T$  = Temperaturänderung in  $^{\circ}\text{C}$

- Bei heterogenen Gemischen nimmt die Reaktionsgeschwindigkeit mit der Grösse der Kontaktfläche der Reaktionsteilnehmer zu. Bei Feststoffen wird die Kontaktfläche mit zunehmendem Verteilungsgrad grösser. Erhöht man die Konzentration der Reaktionsteilnehmer, stossen die Teilchen häufiger zusammen – die Reaktionsgeschwindigkeit steigt.
- Katalysatoren** erhöhen die Reaktionsgeschwindigkeit, indem sie die Aktivierungsenergie senken. Die Reaktionsenthalpie verändert sich dadurch nicht. Der Katalysator wird bei diesem Vorgang nicht verbraucht. Man unterscheidet zwei Arten von Katalysen: Bei der *heterogenen Katalyse* werden die Edukte an der Katalysatoroberfläche aktiviert, bei der *homogenen Katalyse* bildet der Katalysator mit dem Edukt ein Zwischenprodukt. Chemische Vorgänge in Lebewesen können durch Enzyme katalysiert werden.

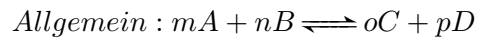
## 2 Das chemische Gleichgewicht

- Viele chemische Vorgänge sind umkehrbar. Bei *Gleichgewichtsvorgängen* laufen die Hin- und die Rückreaktion gleichzeitig ab:

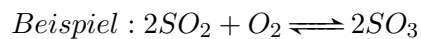


- Bei Gleichgewichtsvorgängen laufen Hin- und Rückreaktion nebeneinander und gleich schnell ab (*dynamisches Gleichgewicht*). Die Konzentrationen von Edukten und Produkten sind in der Regel im Gleichgewichtszustand nicht gleich hoch. Überwiegen die Produkte, bezeichnet man dies als «Gleichgewichtslage rechts», überwiegen die Edukte, ist dies eine «Gleichgewichtslage links». Der Energieumsatz beträgt null und die Zusammensetzung des Reaktionsgemisches bleibt unverändert. Die Reaktion steht scheinbar still. Dieser Gleichgewichtszustand kann sich nur in einem geschlossenen System einstellen und bleibt nur in einem isolierten System erhalten.
- Im Gleichgewichtszustand ist die Zahl der erfolgreichen Teilchenzusammenstösse für Hin- und Rückreaktion gleich gross. Die reaktionsträgeren Teilchen überwiegen zahlenmässig und stossen darum häufiger, aber seltener *erfolgreich* zusammen. Das Gleichgewicht liegt auf der Seite der reaktionsträgeren Stoffe.

- Die Gleichgewichtskonstante  $K$  ist von der Temperatur abhängig und gibt die Lage des Gleichgewichts an. Man berechnet sie anhand des Massenwirkungsgesetzes (MWG) aus den Gleichgewichtskonzentrationen. Die Gleichgewichtskonstante muss für jede Reaktion und jede Temperatur experimentell ermittelt werden.  $K$  ist umso grösser, je höher der Anteil der sich im Gleichgewicht befindlichen Produkte ist.  $K$  berechnet man folgendermassen:



$$K_{allg} = \frac{c^o(C) \cdot c^p(D)}{c^m(A) \cdot c^n(B)}$$



$$K_{bsp} = \frac{c^2(SO_3)}{c^2(SO_2) \cdot c(O_2)}$$

$K$  = Gleichgewichtskonstante

$c$  = Konzentration im Gleichgewicht in  $mol/l$

Bei  $K > 1$  ist das Gleichgewicht rechts, bei  $K < 1$  links.

## 2.1 Beeinflussung des Gleichgewichtszustands

- Durch die Zugabe oder Entnahme von Stoffen kann der Gleichgewichtszustand gestört werden. Eine der beiden Reaktionen läuft dann schneller ab, bis der Quotient der Gleichgewichtskonzentrationen wieder den Wert von  $K$  ergibt. Sofern die Temperatur konstant ist, bleibt  $K$  unverändert.
- Gibt man Edukte bei oder entfernt Produkte, läuft die Hinreaktion schneller ab als die Rückreaktion (Gleichgewicht rechts). Entfernt man Edukte oder fügt Produkte bei, läuft die Hinreaktion langsamer ab als die Rückreaktion (Gleichgewicht links).
- Erhöht man die Temperaturen bei einem Gleichgewichtsvorgang, wird die endotherme Reaktion begünstigt. Das Gleichgewicht wird zu den energiereicheren Stoffen hin verschoben. Die Gleichgewichtskonstante  $K$  ist temperaturabhängig. Erhöht man die Temperatur bei einem Vorgang mit exothermer Hinreaktion, wird  $K$  kleiner. Da die meisten Synthesen exotherm verlaufen, werden sie durch tiefe Temperaturen begünstigt. Die Temperatur darf aber nicht so tief sein, dass die Edukte nicht mehr «aktiviert» werden können.
- Katalysatoren erlauben den Ablauf einer Reaktion bei tieferen Temperaturen. Bei Synthesen verschiebt sich das Gleichgewicht auf die Produktseite. Der Katalysator hat also nur einen indirekten Einfluss auf die Gleichgewichtslage.
- Ändert sich die Gesamtmenge der gasförmigen Reaktionsteilnehmer in einer Reaktion, kann die Gleichgewichtslage durch den Druck verändert werden. Eine Druckerhöhung begünstigt die Reaktion, welche die Anzahl der Gasteilchen bzw. die Stoffmenge der Gase und damit den Druck vermindert.

- Prinzip von Le Chatelier: «Wird auf ein geschlossenes System im Gleichgewichtszustand durch Ändern der Bedingungen ein Zwang ausgeübt, verschiebt sich die Gleichgewichtslage so, dass der äussere Zwang vermindert wird.»

### 3 Die Reaktionstypen

Die meisten chemischen Vorgänge mit anorganischen Stoffen lassen sich folgenden vier Reaktionstypen zuordnen:

1. *Säure-Base-Reaktionen*: Eine Säure gibt ein Proton ( $H^+$ ) an eine Base ab.
2. *Redoxreaktionen*: Elektronen werden übertragen oder verschoben.
3. *Fällungsreaktionen*: Bildung schwerlöslicher Salze
4. *Komplexreaktionen*: Bildung oder Veränderung von Komplexen

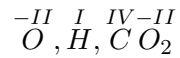
#### 3.1 Die Säure-Base-Reaktion

- Der pH-Wert gibt an, wie sauer (pH-Wert 0..7) oder alkalisch (pH-Wert 7..14) eine Lösung ist. Lösungen mit dem pH-Wert 7 sind neutral. Der pH-Wert kann mithilfe eines Messgeräts oder mit einem Indikator festgestellt werden. Indikatoren ändern ihre Farbe je nach pH-Wert. Saure und alkalische Lösungen wirken ätzend und leiten den Strom. Mischt man saure und alkalische Lösungen, neutralisieren sie sich gegenseitig. Säuren und saure Lösungen sind sauer im Geschmack und lösen z.B. unedle Metalle. Alkalische Lösungen oder Laugen entstehen beim Lösen einer Base und fühlen sich «seifig» an.
- Säure-Base-Reaktionen sind *Protolysen* (Protonenübertragungen): Die Säure (der Protonenspender) gibt ein Proton ( $H^+$ ) an die Base (Protonenempfänger) ab. Bei der Übertragung eines Protons auf ein Wasser-Molekül entstehen *Oxonium-Ionen* ( $H_3O^+$ ). Diese verleihen der Säure ihre charakteristischen Eigenschaften. Der pH-Wert ist ein Mass für die Konzentration der Oxonium-Ionen. Die pH-Skala ist nicht linear: Der pH-Wert nimmt bei einer Verzehnfachung von Oxonium-Ionen um den Wert 1 ab – je höher die Oxonium-Konzentration, desto tiefer der pH-Wert und desto saurer die Lösung.

#### 3.2 Die Redox-Reaktion

- Das Wort «Redox» setzt sich zusammen aus **Reduktion** und **Oxidation**. Oxidation ist die Abgabe, Reduktion die Aufnahme von Elektronen. Bei der Oxidation erhöht sich die Ladung, bei der Reduktion sinkt diese. Reagieren oder entstehen Elemente bei einer Reaktion, so handelt es sich um eine Redox-Reaktion.
- Die *Oxidationszahl* (OZ) gibt die fiktive Ladung von Atomen eines Moleküls an, wenn die Bindungselektronen dem Partner mit der höheren Elektronegativität zugesprochen oder bei einer unpolaren Bindung gleichmässig auf beide Partner verteilt würden.

- Die OZ wird in römischen Zahlen, wenn nötig mit negativem Vorzeichen, über dem entsprechenden Symbol geschrieben, z.B.



- Für die OZ gelten folgende Regeln:
  1. Die Summe der OZ einer Verbindung ist 0.
  2. Die OZ der Elemente ist 0.
  3. Die OZ von Wasserstoff in molekularen Verbindungen ist immer I.
  4. Die OZ von Sauerstoff (ausser in Verbindung mit *F* und in Peroxiden) ist immer -II.
  5. Bei Atom-Ionen ist die Ionenladung gleich der OZ.
  6. Bei Molekül-Ionen ist die Summe der OZ aller Atome gleich der Ionenladung.
- Bei der Oxidation steigt die OZ, bei der Reduktion sinkt sie. Dazu einige Beispiele:

