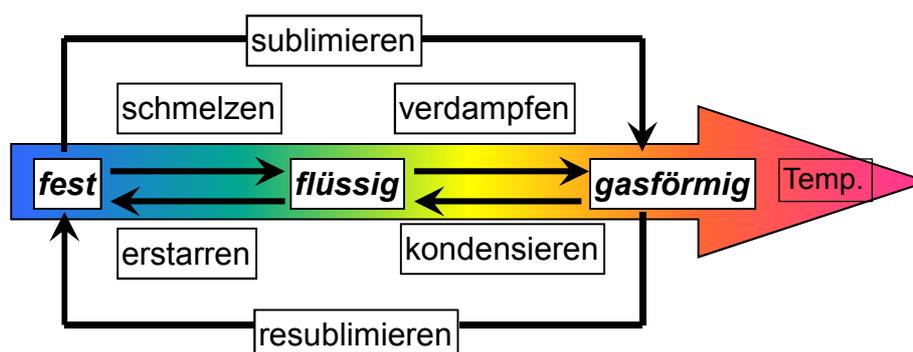




1. Einleitung
Lernmittel, Geschichtliches,
Warum Chemie? Grundbegriffe
2. Allgemeine Chemie
 - 2.1 Atombau
 - 2.2 Periodensystem
 - 2.3 Chemische Bindung
Molekülbau
3. Physikalische Chemie
 - 3.1 Aggregatzustände, Phasen-
übergänge, Stofftrennung
 - 3.2 Die chemische Reaktion
Thermodynamik, Kinetik
4. Anorganische Chemie
 - 4.1 Säuren/Basen, pH-Wert
 - 4.2 Salze, Löslichkeit
 - 4.3 Redoxreaktionen
 - 4.4 Elektrochemie
 - 4.5 Metallkomplexe
 - 4.6 Nichtmetallverbindungen
 - 4.7 Großtechnische Verfahren
5. Organische Chemie
 - 5.1 Allgemeines, Historisches
 - 5.2 aliphatische Kohlenwasserstoffe
Alkane, Alkene, Alkine
 - 5.3 Funktionelle Gruppen mit
Einfachbindungen:
Halogenalkane, Alkohole,
Nucleophile Substitution, Ether
Amine
 - 5.4 Carbonylverbindungen:
Aldehyde, Ketone
Carbonsäuren, Ester
 - 5.5 Aromaten
 - 5.6 Naturstoffe: Zucker, Aminosäuren,
natürliche Polymere
6. (Spezielle Themen)
 - 6.1 Kunststoff
 - 6.2 Umweltchemie

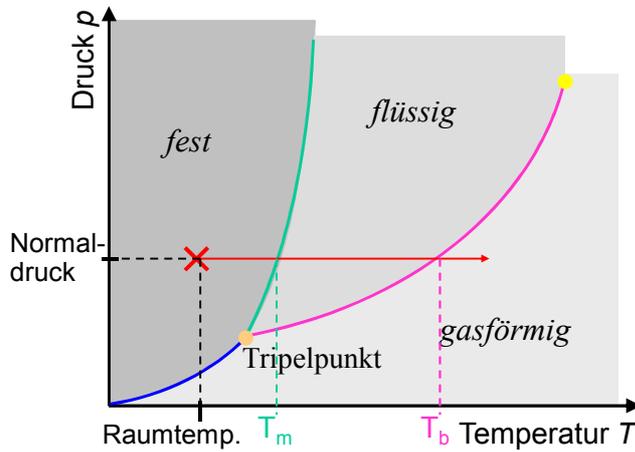


Liegt Materie in einem physikalischen System ohne makroskopische Trennflächen vor, spricht man von einer **Phase**.

Die Aggregatzustände sind Phasen; die Änderung des Aggregatzustands ein **Phasenübergang**.

Der **Aggregatzustand** eines Stoffes hängt nicht nur von der **Temperatur T** ab, sondern auch vom **Druck p** .

Das Phasendiagramm

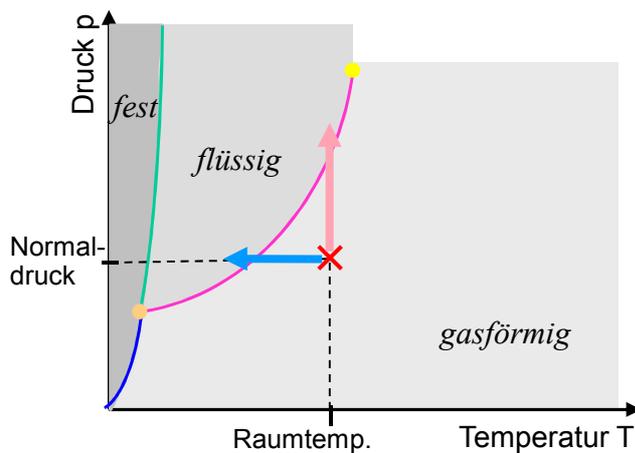


Lage der
 Schmelzkurve
 Siedekurve und
 Sublimationskurve
 ist stoffspezifisch.

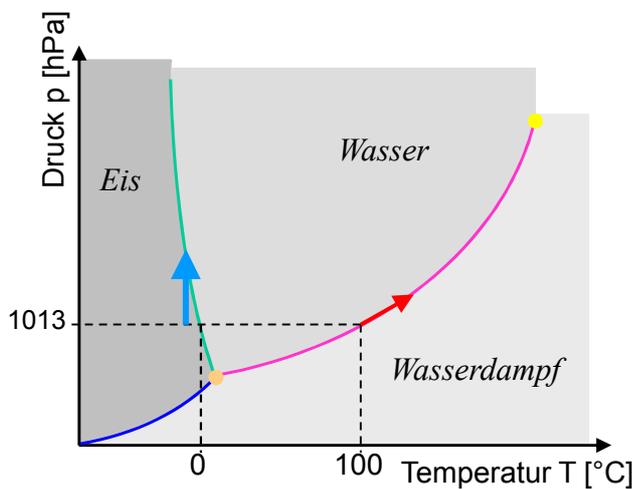
Tripelpunkt:
 fest, flüssig, gasf.
 nebeneinander.

Beispiel: Bei RT
 fester Stoff X wird
 erwärmt bis er
 schmilzt (T_m) und
 verdampft (T_b)

Gasverflüssigung



Gase kann man
 verflüssigen durch
 Abkühlen oder
 Kompression



Anomalie:
Wasser nimmt ein geringeres Volumen ein als Eis.
(Negative Steigung der Schmelzkurve)

Bei gleicher Temperatur (ca. -1°C) wird der Druck erhöht
 \Rightarrow das Eis schmilzt

Schnellkochtopf:
Höherer Druck (ca. 1,8 bar) \Rightarrow höhere Siedetemperatur (ca. 120°C)
 \Rightarrow schnelleres Garen



Heterogene Systeme:

Aus zwei oder mehr **Komponenten** (= Phasen) zusammengesetzt; an **Phasengrenzen** sprunghafte Änderungen der physikalischen (und chemischen) Eigenschaften.

Unterscheidung nach Kombination der Aggregatzustände (Beispiel)

- | | | |
|---------------------|---------------|---------------------------------------|
| (1) fest/fest | Gemenge | (Granit = Feldspat+ Quarz+ Glimmer) |
| (2) fest/flüssig | Suspension | (Blut = Blutkörperchen im Blutplasma) |
| (3) flüssig/flüssig | Emulsion | (Milch = Fetttröpfchen in Wasser) |
| (4) fest/gasförmig | Rauch; Schaum | (Zigarettenrauch, Styropor) |
| (5) flüssig/gasf. | Nebel, Schaum | (Nebel, Schlagsahne) |
| | = Aerosole | |

Durch einfache, physikalische Operationen (z. B. Filtrieren, Dekantieren, Zentrifugieren etc.) lassen sich heterogene in homogene – d.h. in sich einheitliche – Systeme zerlegen.



Eigenschaften einer homogenen Phase sind durchgehend identisch, d.h. unabhängig vom Ort der Probenahme; keine Phasengrenzen. Homogene Systeme können reine Stoffe sein oder Mehrkomponentensysteme (Lösungen).

Folgende Lösungen werden unterschieden:

- | | |
|-------------------------|---|
| (1) fest/fest | (Metalllegierungen, z.B. Messing) |
| (2) fest/flüssig | (Zucker gelöst in Wasser) |
| (3) flüssig/flüssig | (Alkohol + Wasser) |
| (4) fest/gasförmig | (eine Lösung von Wasserstoff in Platin) |
| (5) flüssig/gasförmig | (Luft gelöst in Wasser) |
| (6) gasförmig/gasförmig | (Luft) |

Auch homogene Systeme können durch physikalische Operationen getrennt werden, z. B.

- Destillation: Trennung durch versch. Siedetemp.; (Schnapsbrennen)
- Extraktion: Trennung aufgrund versch. Löslichkeit; (Kaffeekochen)

Seite 7



Thermisches Trennverfahren: Stoffgemisch wird getrennt durch unterschiedliche Siedepunkte.

Stoffgemisch (2) wird erhitzt (1); Leichterflüchtige Komp. verdampft.

Thermometer (4) zeigt die Temperatur des Dampfes (3)

= Siedetemp. leichter flüchtige Komp.

Im Kondensator (hier Liebig-Kühler (5)

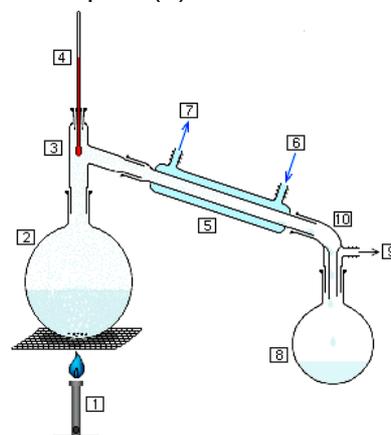
mit Kühlwasseranschlüssen (6;7)

kondensiert die leichter flüchtige Komponente und tropft als Destillat in die Vorlage (8).

Wegen der Ausdehnung beim Verdampfen \Rightarrow Druckausgleich (9).

Bei hoch siedenden Stoffen $bp. > 200^\circ\text{C}$: Unterdruck anlegen (Vakuumdestillation). \Rightarrow Absenkung der Siedetemperaturen.

Beispiele: Ätherische Öle, Alkohol
Meerwasser \Rightarrow Süßwasser





3.2. Chemische Thermodynamik u. Chemische Kinetik



Überlegungen zur elektr. Struktur der chem. Verb. (Bindigkeit, Polarität etc.) + Gesetz der Erhaltung der Masse \Rightarrow welche chem. Reaktionen grundsätzlich möglich, d. h. welche Produkte aus den Edukten entstehen könnten. Manchmal mehrere Reaktionen möglich.

Ob eine Reaktion statt findet, in welchem Ausmaß und wie schnell, wird durch die **chem. Thermodynamik** und **Kinetik** bestimmt.

Reaktionsenergetik = chem. Thermodynamik:

Wann läuft eine Reaktion spontan ab?

Wird dabei Energie abgegeben oder aufgenommen?

Chem. Reaktionen immer mit Umsatz an Energie verbunden.

Ob Reaktion statt findet, welche Produkte entstehen und wie viel, hängt von den Energieinhalten der Stoffe und der vorhandenen Wärme ab.

Reaktionskinetik: Wie schnell eine chemische Reaktion abläuft, d. h., wie viel Produkt sich in welcher Zeit bildet, wird von ihrer Kinetik bestimmt, die vom Reaktionsmechanismus abhängt und von den Konzentrationen der beteiligten Stoffe.

Seite 9



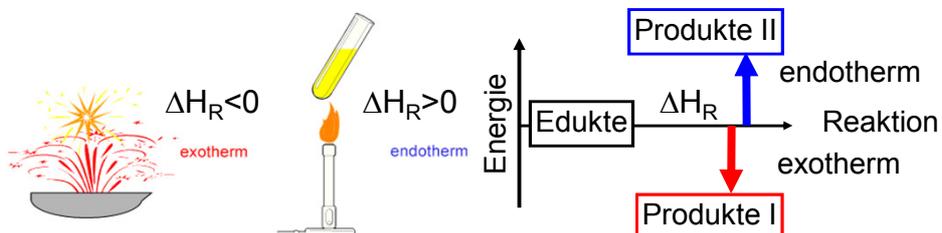
Reaktionsenthalpie Exotherme/endotherme Reaktion



Reaktionsenthalpie (ΔH_R) (= Reaktionswärme) = wie viel Wärme bei Reaktion frei wird oder zugeführt werden muss.

Enthalpie negativ $\Delta H_R < 0 \Rightarrow$ Wärme wird frei = **exotherm**

Enthalpie pos. ($\Delta H_R > 0$) \Rightarrow Wärme muss zugeführt werden = **endotherm**.



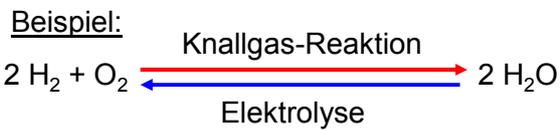
In chemischen Verbindungen ist Energie "stofflich" gespeichert.

Sind die **Produkte (I) energieärmer, als die Edukte** \Rightarrow **exotherm**, Energie wird frei. (Wärme, Licht, Knall)

Sind die **Produkte (II) energiereicher**, ist die Reaktion **endotherm**, muss Energie zugeführt werden (Wärme, Strom) und wird verbraucht.

Seite 10

Beispiel für exotherme/endertherme Reaktion



Knallgasreaktion $\Delta H_R = -286 \text{ kJ/mol}$
 (werden frei; Wärme, Licht, Knall)
 Bei der Wasserelektrolyse $\Delta H_R = 286 \text{ kJ/mol}$
 (müssen "rein gesteckt" werden; Strom)



Weitere exotherme Reaktionen:

- Verbrennung fossiler Brennstoffe
- Explosion von Schwarzpulver
- Entzünden von Streichholz
- Auflösen von Metall durch Säure
- Neutralisationsreaktion

Weitere endotherme Prozesse:

- Photosynthese
- Auflösen von Kochsalz
- Ausfällen von CaCO_3
- Brennen von Kalk

Standardbildungsenthalpie Berechnung der Std.Reaktionsenthalpie

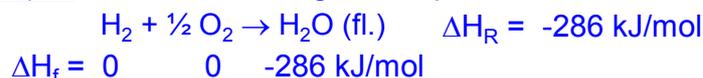


Die chemische Energie = Wärmehalt = Enthalpie eines Stoffes
 nicht absolut messbar, sondern nur Enthalpieänderung ΔH .
 Willkürlich Enthalpien der Element = 0 gesetzt.

Die Bildungsenthalpie einer Verbindung ΔH_f = bei der Bildung aus den
 Elementen aufgenommene $\Delta H_R > 0$ oder abgegebene $\Delta H_R < 0$ Wärme

(Enthalpien von T und p abh. \Rightarrow Standardbed. (25°C, 1 bar): ΔH^0)

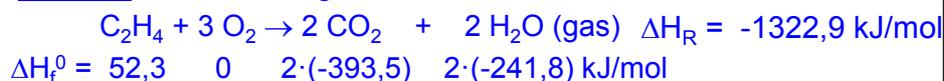
Beispiel: Standardbildungsenthalpie von Wasser:



Die Reaktionsenthalpie berechnet sich aus den Bildungsenthalpien
 der beteiligten Stoffe:

$$\Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0(\text{produkte}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Edukte})$$

Beispiel: Verbrennung von Ethen:

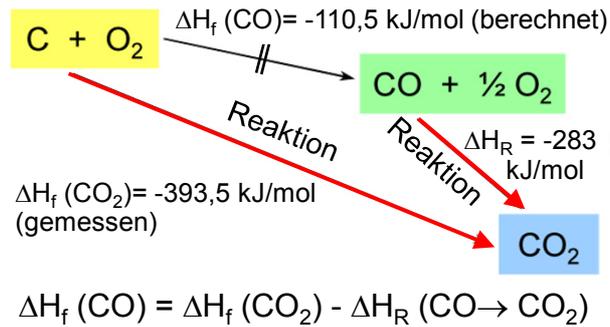


Heß'scher Satz

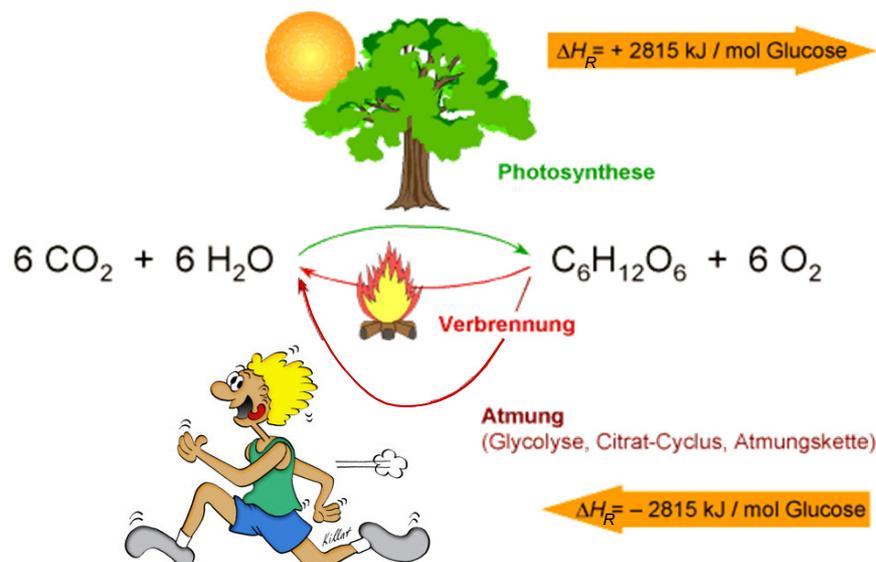


Satz von Heß: (Gesetz der konstanten Wärmesummen)
 Reaktionsenthalpie nur vom Zustand der Edukte und Produkte abhängig, nicht vom Reaktionsverlauf und der Anzahl der Schritte.

Beispiel: $\Delta H_f(\text{CO})$ nicht direkt bestimmbar, weil immer auch CO_2 entsteht.

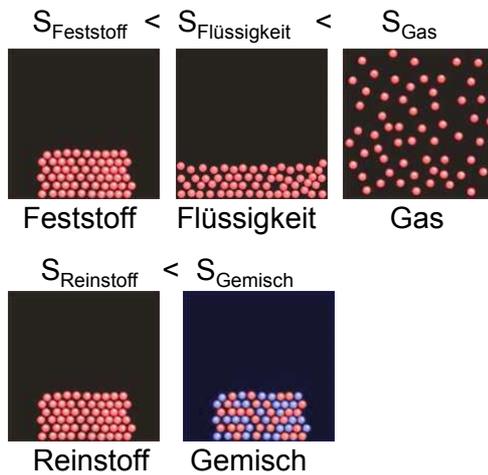


Heß'scher Satz und biologische Vorgänge





Weiterer Begriff für die thermodynamische Beschreibung der Materie:
Entropie \approx Unordnung; genauer: statistische Anordnungsmöglichkeiten



Die Entropie eines gesamten (geschlossenen) Systems
Bleibt bei völlig reversiblen Prozessen konstant.
Bei irreversiblen Prozessen nimmt die Entropie immer zu.

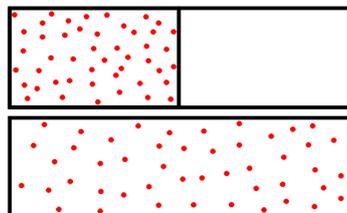
Beispiele für irreversible Prozesse
mit Entropiezunahme:

Wärmetausch:

40 °C

40 °C

Diffusion:



Reaktionsentropie: $\Delta S_R^0 = \sum \Delta S^0(\text{produkte}) - \sum \Delta S^0(\text{Edukte})$

Gibbs Freie Enthalpie

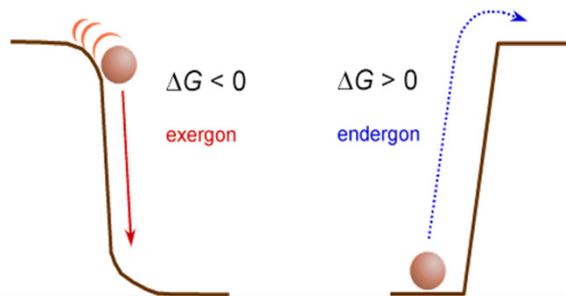


Die Reaktionsenthalpie gibt an ob Prozess exotherm/endotherm, aber nicht ob er "freiwillig" abläuft. Es gibt endotherme Reakt., die spontan ablaufen, wobei sich Reaktionsgemisch abkühlt. Triebkraft einer Reaktion ist **Gibbs Freie Enthalpie** ΔG .

Gibbs-Helmholtz-Gleichung: $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$

Einfluss der Entropie von der Temperatur abhängig.

Eine Reaktion läuft spontan ab, wenn $\Delta G < 0$ (**exergone** Reaktion). Ist $\Delta G > 0 \Rightarrow$ **endergone** Reaktion; läuft nicht ohne Energiezufuhr.

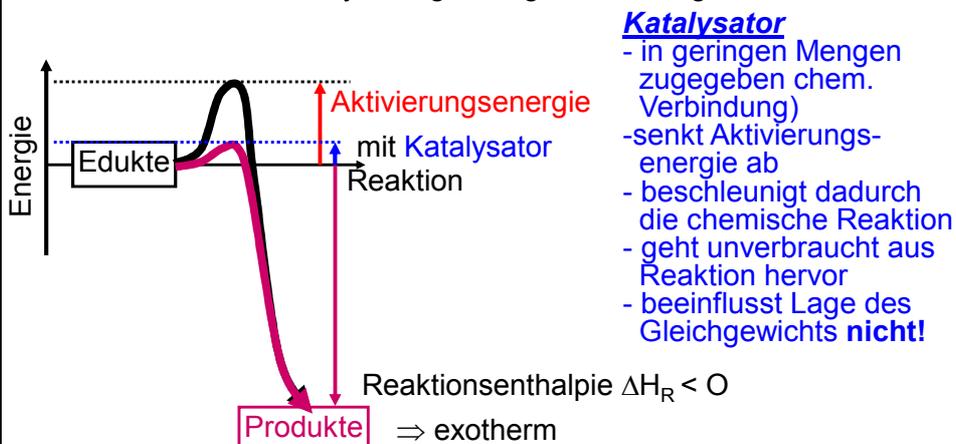


Seite 17

Aktivierungsenergie/Katalyse



Auch exotherme Reaktionen müssen häufig durch eine initiiierende Energiegabe in Gang gesetzt werden (der "zündende" Funke). Die Energiefreisetzung danach übersteigt die **Aktivierungsenergie** um ein Vielfaches. Das System gibt insgesamt Energie ab.



Seite 18



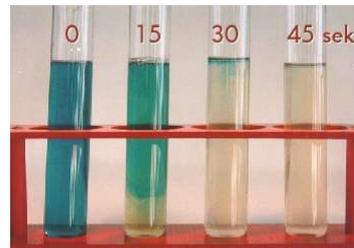
Reaktionskinetik: Geschwindigkeit von Reaktionen. Die Reaktionsgeschwindigkeit (RG) \equiv Ableitung der [Konz.] nach d. Zeit:

Reaktion: $A + B \rightarrow P$ gilt:
$$RG = \frac{d[P]}{dt} = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt}$$

d.h.: Zunahme der Konzentration an Produkt P bzw. Abnahme an Edukt A (oder B) pro Zeiteinheit.

Verfolgung des Reaktionsverlaufs durch

- Farbänderung
- spektroskopisch
- Leitfähigkeit
- Kalorimetrie (Wärmemessung)



Reduktion von Methylenblau durch Glucose



Die Reaktionsgeschwindigkeit hängt von den Konzentrationen der beteiligten Stoffe ab \Rightarrow

Geschwindigkeitsgesetz:
$$-\frac{d[A]}{dt} = k \cdot [A]^a$$

Exponent $a \equiv$ **Reaktionsordnung**. $a = 1 \Rightarrow$ Reaktion erster Ordnung.

\Rightarrow RG ist proportional zur Konzentration [A]; z.B. Zerfallsreaktionen.

Reaktionen zwischen zwei Molekülen sind meist von **zweiter Ordnung**.

Reaktionen 0. Ordnung sind von der Konzentration unabhängig.

k bezeichnet die **Reaktionsgeschwindigkeitskonstante** $= f(T)$.

Reaktion	Reaktionsordnung	Geschwindigkeitsgesetz
$A \rightarrow P$	0. Ordnung	$-d[A]/dt = k$
$A \rightarrow P$	1. Ordnung	$-d[A]/dt = k \cdot [A]$
$A + B \rightarrow P$	2. Ordnung	$-d[A]/dt = k \cdot [A] \cdot [B]$



3.2.3 Chemisches Gleichgewicht Reversible/irreversible Reaktion



Im Prinzip kann eine chemische Reaktion auch umgekehrt verlaufen: Die Produkte reagieren miteinander und ergeben wieder die Ausgangsstoffe (Edukt). Solch eine Reaktion nennt man **reversibel**.



Es liegt ein **chemisches Gleichgewicht** vor, in dem beständig A und B zu C und D reagieren, und C und D wieder zu A und B.

Eine Reaktion ohne Rückreaktion nennt man **irreversibel**. Sie läuft so lange ab, bis A und/oder B verbraucht sind.



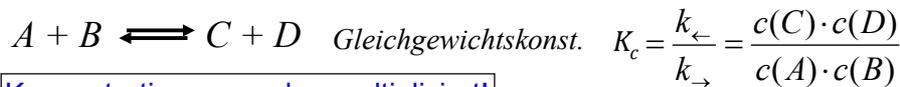
Seite 21



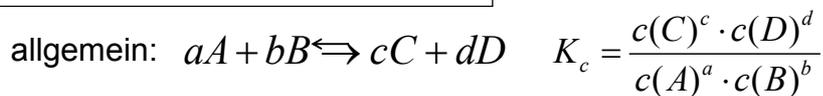
Das Massenwirkungsgesetz



Der Gleichgewichtszustand einer chemischen Reaktion wird quantitativ beschrieben durch das **Massenwirkungsgesetz MWG**.



Konzentrationen werden multipliziert!



fast vollständig verlaufende Reaktion: $A + B \rightleftharpoons C + D \quad K_c \gg 1$; z.B. 10^6

äquivalentes Gleichgewicht: $A + B \rightleftharpoons C + D \quad K_c = 1$

kaum ablaufende Reaktion: $A + B \rightleftharpoons C + D \quad K_c \ll 1$; z.B. 10^{-6}

Verwendung des MWG: • Löslichkeit von Salzen,
• Ionenprodukt d. Wasser

Seite 22

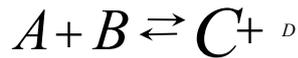


Le Chatelier- Prinzip des kleinsten Zwangs



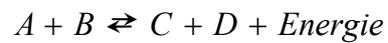
Konzentrationsveränderung:

Erhöht man in einem chemischen Gleichgewicht die Konzentration eines Reaktanden (C), weicht das Gleichgewicht diesem äußeren Zwang aus. Durch Rückreaktion wird C teilweise abreagiert; die Konzentration von A und B wird erhöht, die von D gesenkt. $K_c = \frac{c(C) \cdot c(D)}{c(A) \cdot c(B)}$
 K_c bleibt konstant!



Temperaturveränd.: Exotherme Reakt.

kommen durch Kühlung zu mehr Produkten;
Endotherme Reaktionen durch Energiezufuhr.



Druckveränderung: Bei Reaktionen mit Volumenexpansion, kann man mehr Produkte erzeugen, indem man den Druck vermindert.

Umkehrbeispiel: $N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$ $A + B \rightleftharpoons C + D + \text{Poder}V$

3