

# CHEMISCHE REAKTIONEN

## Thermodynamik

$\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$ $\Delta S = \Delta Q / T$		Elemente	Verbindungen	Phasenübergänge	
$\Delta G$	<b>Freie Enthalpie</b> , Triebkraft einer Reaktion	$\frac{kJ}{mol}$	0	Tabelle	0
$\Delta H$	<b>Enthalpie</b> , Wärmehaushalt Energie, System ↔ Umwelt	$\frac{kJ}{mol}$	0	Tabelle	Tabelle
$\Delta S$	<b>Entropie</b> , Unordnung, mehr Teilchen, mehr Ordnung	$\frac{kJ}{mol * K}$	0	0	wird grösser
$\Delta Q$	Wärme	$\frac{kJ}{mol}$			
T	Temperatur	K			

### Freie Enthalpie

$\Delta G < 0; K > 1$	$\Delta G \approx 0; K = 1$	$\Delta G > 0; K < 1$
<p>spontan ablaufender Prozess nach Überwinden von <math>E_A</math> ablaufend</p>	<p><math>\Delta H = T * \Delta S</math></p> <p>Reaktion erreicht Gleichgewicht</p>	<p>durch dauernde Energiezufuhr <math>\Delta G</math> laufend durch dauernde Energiezufuhr <math>E_A</math> laufend</p>

### Berechnung

	$< 0$	$> 0$
$\Delta G = \sum (n * \Delta G_f \text{Produkte}) - \sum (n * \Delta G_f \text{Edukte})$	läuft ab	läuft nicht ab
$\Delta H = \sum (n * \Delta H_f \text{Produkte}) - \sum (n * \Delta H_f \text{Edukte})$	<b>exotherm</b> System gibt Energie ab	<b>endotherm</b> System nimmt Energie auf
$\Delta S = \sum (n * \Delta S \text{Produkte}) - \sum (n * \Delta S \text{Edukte})$	mehr Ordnung, kleinere Unordnung	weniger Ordnung, grössere Unordnung
$-T * \Delta S = \Delta G - \Delta H$	entropiegesteuert 	enthalpiegesteuert 

**Kinetik**

**Reaktionsgeschwindigkeit v**

0. Ordnung	1. Ordnung	2. Ordnung	
		1. Typ $A \rightarrow B$	2. Typ $A + B \rightarrow C + D$
$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = \text{konstant}$ $v(t) \text{ unabh\u00e4ngig von } c(A)$	$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = k * c(A,t)$ $v(t) \text{ proportional zu } c(A,t)$	$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t}$ $= k * c(A,t)^2 \quad \left  \quad = k * c(A,t) * c(B,t) \right.$ $= k' * c(A,t)$	
$c(A,t) = c_0(A) - k * t$	$c(A,t) = c_0(A) * e^{-k*t}$	Reduktion auf 1. Ordnung	
Abbau des Alkohols im Blut	Zerfall radioaktiver Isotopen	Additionen, Kondensationen	

**Aktivierungsenergie  $E_A$**

Funktion	Aufbrechen von chem. Verbindungen; Bildung von Zwischenprodukten			
$k = A * e^{-\frac{E_A}{R*T}}$ $E_A = \frac{R * \ln \frac{k(T_1)}{k(T_2)}}{\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}}$ $T_1 > T_2$	$E_A$	Aktivierungsenergie	$\frac{J}{mol}$	60 – 250 $\frac{kJ}{mol}$ nachhelfen
	$k$	Geschwindigkeitskonstante	$s^{-1}$	< 60 $\frac{kJ}{mol}$ selbstablaufend
	$A$	Aktivierungsfaktor		
	$R$	universelle Gaskonstante	8.314 $\frac{J}{mol * K}$	
	$T$	Reaktionstemperatur	$K$	pro 10°C → doppelte Geschwindigkeit

**Katalyse**

Katalysator	Inhibitor/Stabilisator
beschleunigen die Reaktion, vermindert die Aktivierungsenergie, werden nicht verbraucht, ver\u00e4ndert chem. Gleichgewicht nicht	verz\u00f6gert die Reaktion erh\u00f6ht die Aktivierungsenergie
<b>heterogene Katalyse</b>	<b>homogene Katalyse</b>
min. 2-phasige L\u00f6sungen	einphasige L\u00f6sungen
Autoabgaskatalysator, Polymerisation	Alkoholabbau im K\u00f6rper

**Chemisches Gleichgewicht (reversible (=umkehrbar) Reaktionen)**

Gleichgewicht	$A(g) \leftrightarrow B(g)$	Ein chemisches Gleichgewicht stellt sich ein! Dauer ist abh\u00e4ngig von: Reaktionsgeschwindigkeit $k(\rightarrow), k(\leftarrow)$ Konzentrationen $c(A)$ und $c(B)$ Temperatur T und Druck p
Gleichgewichtskonstante	$K = \frac{c(B)}{c(A)}$	

**\u00c4nderungen**

Hinreaktion	\u00c4nderung	Gleichgewicht verschiebt sich zu
exotherm	Temperaturerh\u00f6hung	-> Edukte
mehr Gasteilchen (Volumenteile)	Druckerh\u00f6hung	-> Edukte

**Massenwirkungsgesetz MWG**

allgemeine Reaktion	$\alpha A + \beta B \leftrightarrow \gamma C + \delta D$	Konzentration von Feststoffen = 1		
Gleichgewichtskonstante	f\u00fcr L\u00f6sungen $K = \frac{c(C)^\gamma * c(D)^\delta}{c(A)^\alpha * c(B)^\beta}$	$K$	Gleichgewichtskonstante	$[K] = \left(\frac{mol}{l}\right)^x, (bar)^x$
	f\u00fcr Gasmischungen $K = \frac{p(C)^\gamma * p(D)^\delta}{p(A)^\alpha * p(B)^\beta}$	$c$	Konzentration	$[c] = \frac{mol}{L}$
		$\alpha, \beta, \gamma, \delta$	Koeffizienten	$[\alpha, \beta, \gamma, \delta] = ( )$
			$p$	Partialdruck
Zusammenhang von $K$ und $\Delta G$	$K = e^{-\frac{\Delta G}{R*T}}$	K bleibt	Konzentration	
		K variiert	Temperatur, Druck	