

CHEMISCHE REAKTIONEN

Thermodynamik

$\Delta G = \Delta H - T * \Delta S$ $\Delta S = \Delta Q / T$		Elemente	Verbindungen	Phasenübergänge	
ΔG	Freie Enthalpie , Triebkraft einer Reaktion	$\frac{kJ}{mol}$	0	Tabelle	0
ΔH	Enthalpie , Wärmehaushalt Energie, System ↔ Umwelt	$\frac{kJ}{mol}$	0	Tabelle	Tabelle
ΔS	Entropie , Unordnung, mehr Teilchen, mehr Ordnung	$\frac{kJ}{mol * K}$	0	0	wird grösser
ΔQ	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 E_A ablaufend</p>	<p>$\Delta H = T * \Delta S$</p> <p>Reaktion erreicht Gleichgewicht</p>	<p>durch dauernde Energiezufuhr ΔG laufend durch dauernde Energiezufuhr E_A 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
$\Delta H = \sum (n * \Delta H_f \text{Produkte}) - \sum (n * \Delta H_f \text{Edukte})$	exotherm System gibt Energie ab	endotherm 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		2. Ordnung	
0. Ordnung	1. Ordnung	1. Typ A → B	2. Typ A + B → C + D
$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = \text{konstant}$ $v(t)$ unabhängig von $c(A)$	$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t} = k * c(A,t)$ $v(t)$ proportional zu $c(A,t)$	$v(t) = -\frac{\Delta c(A,t)}{\Delta t}$ $= k * c(A,t)^2$	$= k * c(A,t) * c(B,t)$ $= k' * c(A,t)$
$c(A,t) = c_0(A) - k * t$	$c(A,t) = c_0(A) * e^{-k*t}$	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, verändert chem. Gleichgewicht nicht	verzögert die Reaktion erhöht die Aktivierungsenergie
heterogene Katalyse	homogene Katalyse
min. 2-phasige Lösungen	einphasige Lösungen
Autoabgaskatalysator, Polymerisation	Alkoholabbau im Körper

Chemisches Gleichgewicht (reversible(=umkehrbar) Reaktionen)

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

Änderungen

Hinreaktion	Änderung	Gleichgewicht verschiebt sich zu
exotherm	Temperaturerhöhung	-> Edukte
mehr Gasteilchen (Volumenteile)	Druckerhöhung	-> Edukte

Massenwirkungsgesetz MWG

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