





## Thermodynamik!

- Grundlagen
- Aufbau der Atome
- Periodensystem der Elemente
- Reaktionsgleichungen/Stöchiometrie
- Chemische Bindung
- Chemische Reaktionen/Thermodynamik
- Säuren und Basen
- Redox-Reaktionen

# Chemische Bindung



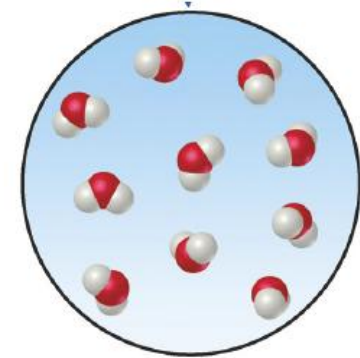
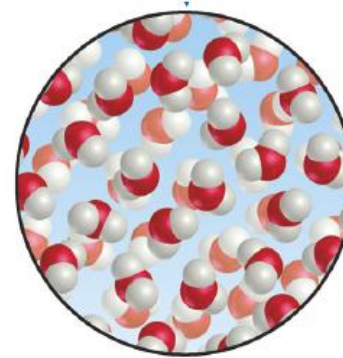
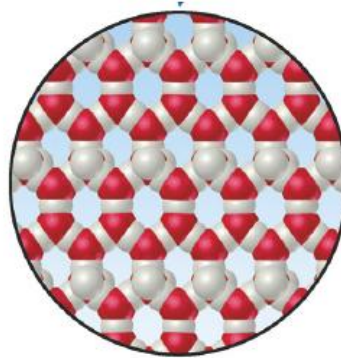
Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

	Bindungstyp	Beispiel	Bindungsenergie in kJ mol <sup>-1</sup>
<b>Starke Bindung</b> 	Atombindung	H–H	≈ 450
		C–H	≈ 400
		C–C	≈ 350
		C=C	≈ 600
	polare Atombindung	O–H	≈ 450
	Ionenbindung	NaCl-Gitter	≈ 750
<b>Schwache Bindung</b> 	van der Waals-Bindung	N <sub>2</sub> / N <sub>2</sub>	< 10
	Wasserstoffbrücken	H <sub>2</sub> O / H <sub>2</sub> O	≈ 40
		ROH / ROH	≈ 20

# Chemische Bindung



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola



	<b>Festkörper</b>	<b>Flüssigkeit</b>	<b>Gas</b>
Kohäsionskräfte	groß	mittel	sehr gering
Strukturordnung	gering (Glas) hoch (Kristall)	gering	sehr gering

# Chemische Bindung



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Der gasförmige Zustand

- ➔ regellose Molekülbewegung
- ➔ jeden Raum erfüllend
- ➔ keine Phasengrenzen
- ➔  $E_{\text{kin}} = f(T)$

# Chemische Bindung



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

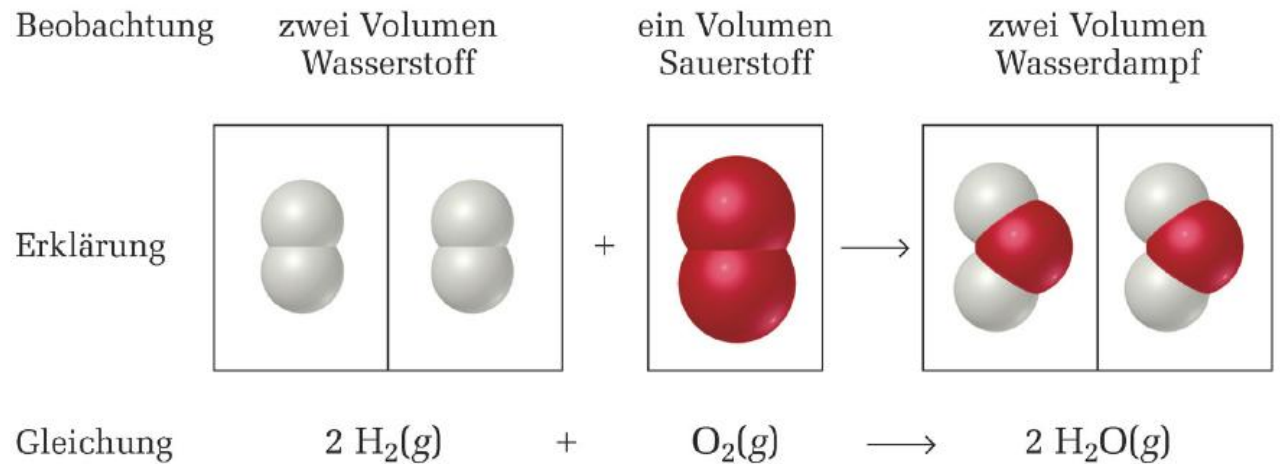


Antoine Lavoisier  
(1743 -1794)

Boyle-Mariotte  $\rightarrow$   $V \sim 1/p$

Gay-Lussac  $\rightarrow$   $V \sim T$

Avogadro  $\rightarrow$   $V \sim n$



Allgemeine Gasgleichung:

$$p \times V = n \times R \times T$$

# Chemische Bindung



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

$$p \times V = n \times R \times T$$

Normzustand:  $0^\circ\text{C} = 273,15\text{ K}$   
 $1,013\text{ bar} = 1,013 \times 10^5\text{ Pa}$



Volumen	22,4 l	22,4 l	22,4 l
Druck	1 atm	1 atm	1 atm
Temperatur	$0^\circ\text{C}$	$0^\circ\text{C}$	$0^\circ\text{C}$
Gasmasse	4,00 g	28,0 g	16,0 g
Anzahl der Gasteilchen	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$	$6,02 \times 10^{23}$

$n$  = Stoffmenge in mol  
 $p$  = Druck in Pa  
 $V$  = Volumen in  $\text{m}^3$   
 $T$  = Temperatur in K  
 $R = 8,314\text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$   
(allg. Gaskonstante)  
 $= k_B \cdot N_a$

$k_B = 1,3807 \cdot 10^{-23}\text{ J/K}$   
(Boltzmann-Konstante)

$N_a = 6,022 \cdot 10^{23}\text{ mol}^{-1}$   
(Avogadro-Konstante)

# Chemische Bindung



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

- regellose Molekülbewegung
- jeden Raum erfüllend
- keine Phasengrenzen
- $E_{\text{kin}} = f(T)$

## Kinetische Gastheorie

$$E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} m v^2 \sim T$$

$$E_{\text{kin}} = \frac{3}{2} R T$$

$$v = \left( \frac{3 R T}{m} \right)^{1/2}$$

Mittlere Molekül-  
geschwindigkeit  
bei 20°C:

H <sub>2</sub>	1930 m/s
H <sub>2</sub> O	640 m/s
N <sub>2</sub>	515 m/s
O <sub>2</sub>	480 m/s
CO <sub>2</sub>	410 m/s

**Molekülgeschwindigkeit ist  
abhängig von der  
Molekülmasse**

# Chemische Bindung



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Der flüssige Zustand

Abkühlen eines Gases  $\rightarrow$   $E_{\text{kin}}$  sinkt  $\rightarrow$  Phasenwechsel

Beweglichkeit d. Teilchen kleiner als im Gas

Abstand d. Teilchen kleiner als im Gas  
(Nahordnung)

definiertes Volumen

variable Form

# Chemische Bindung



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Der feste Zustand

hohe Kräfte zwischen den Teilchen

geordnete Verbände (Kristall → Fernordnung,  
amorphe Festkörper → Nahordnung)

Schwingung der Teilchen auf den Gitterplätzen (geringe  $E_{\text{kin}}$ )

## Modifikationsmöglichkeiten:

Ein Element oder eine Verbindung kann als Feststoff mit unterschiedlichen Anordnungen der Atome bzw. Moleküle vorkommen.

Beispiel: Kohlenstoff  
Graphit /Diamant

# Chemische Bindung

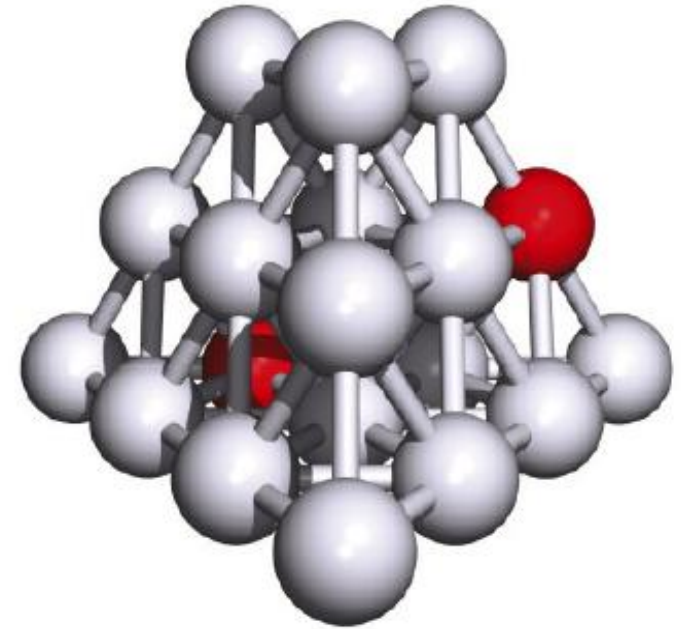


Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

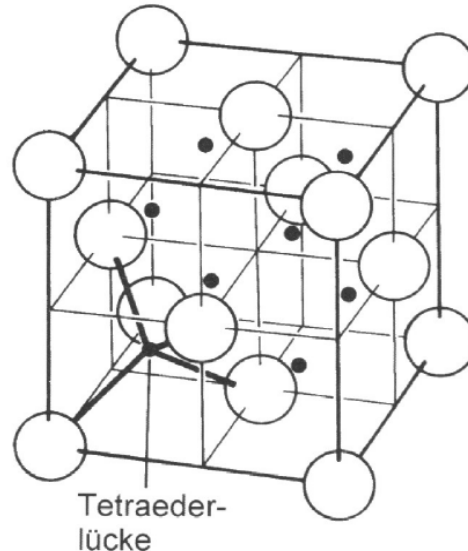
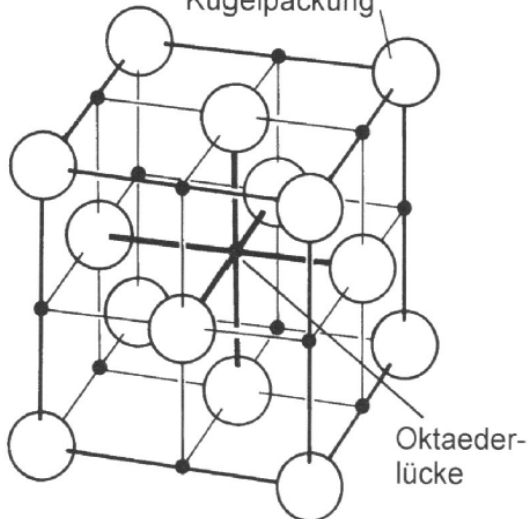
## Der feste Zustand - Legierungen

### Substitutionslegierungen

Atome haben ähnliche Radien  
(Bronze Cu-Sn, Sterlingsilber Ag-Cu).



Atom in der dichtesten  
Kugelpackung



### Einlagerungslegierungen

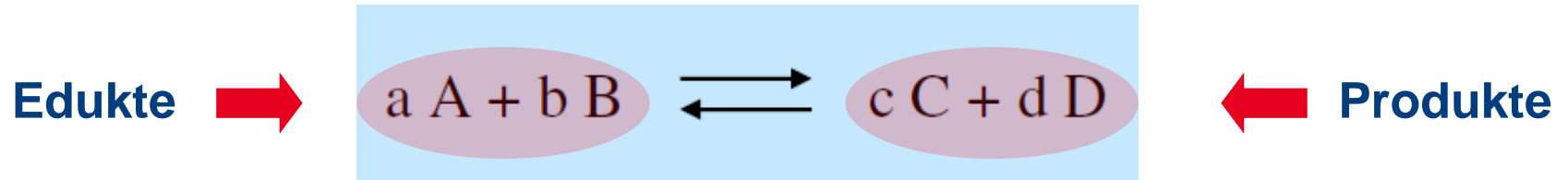
Atome haben  
unterschiedliche Radien  
(Stahl Fe-C).

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

Bei einer chemische Reaktionen findet eine Umverteilung von Atomen statt.  
Das führt zu einer stofflichen Veränderung



und zu einer Veränderung des Energieumsatzes.

## Chemische Thermodynamik

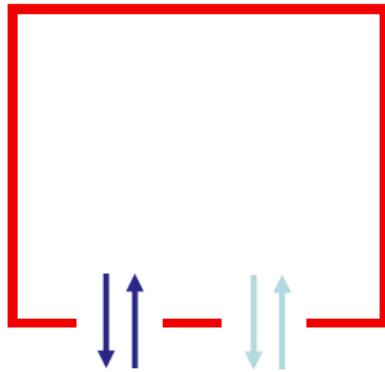
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## System - Reaktionsraum

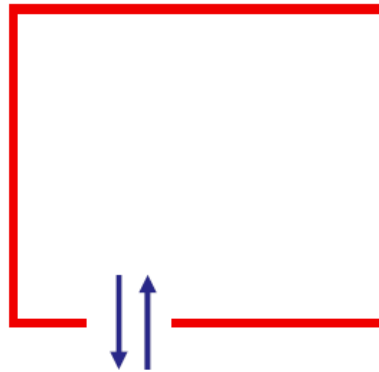
**offenes**  
System



Energie    Stoff

Stoff- und  
Energieaustausch  
mit der Umgebung  
(Kochtopf).

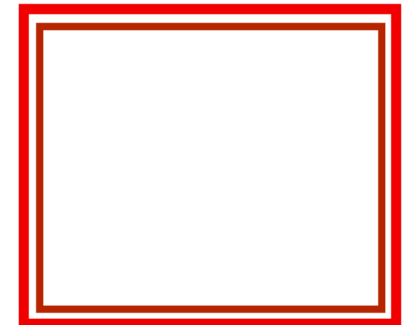
**geschlossenes**  
System



Energie

Kein Stoffaustausch  
mit der Umgebung,  
jedoch  
Energieaustausch  
(Drucktopf).

**abgeschlossenes**  
System



Kein Stoff- und  
Energieaustausch  
mit der Umgebung  
(Thermoskanne).

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Die innere Energie U – 1. Hauptsatz der Thermodynamik

Die von einem geschlossenen System mit der Umgebung ausgetauschte Summe von Arbeit (W) und Wärme (Q) ist gleich der Änderung der inneren Energie ( $\Delta U$ ).

$$\Delta U = Q + W \quad (\Delta U = U_{\text{Endzustand}} - U_{\text{Anfangszustand}})$$

$\Delta U < 0$ , Energie (W + Q) wird vom System abgegeben und Q und W sind negativ

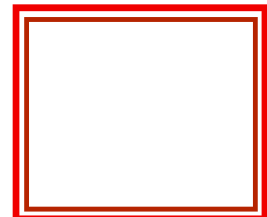
$\Delta U > 0$ , Energie (W + Q) wird dem System zugeführt und Q und W sind positiv

$\Delta U = 0$ , Es wird keine Energie ausgetauscht (abgeschlossenes System)

abgeschlossenes  
System

Wichtig: **Energieerhaltungssatz**

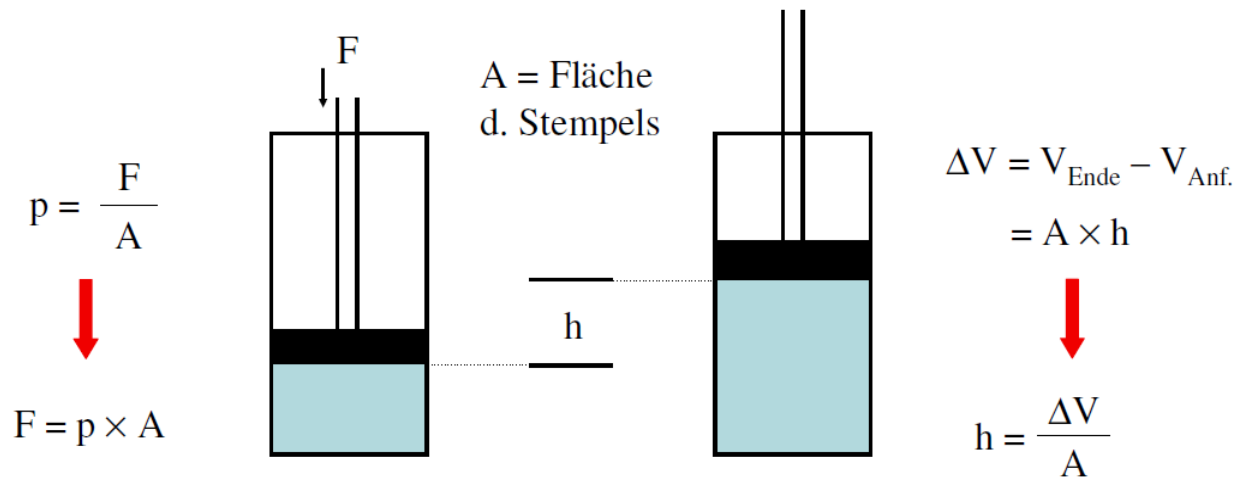
Energie kann nicht vernichtet werden oder neu entstehen.



## Die innere Energie U – 1. Hauptsatz der Thermodynamik

$$\Delta U = Q + W$$

Ändert sich das Volumen eines Systems, so wird Volumenarbeit verrichtet.



$$-W = F \times h = (p \times A) \times \frac{\Delta V}{A} = p \times \Delta V$$

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Die innere Energie U – 1. Hauptsatz der Thermodynamik

$$\Delta U = Q + W$$

Ändert sich das Volumen eines Systems, so wird Volumenarbeit verrichtet.

$$-W = F \times h = (p \times A) \times \Delta V/A = p \times \Delta V$$

Berücksichtigt man nur Volumenarbeit so gilt,

$$\Delta U = Q_V \quad \text{für } V = \text{const.}$$

(Nimmt die innere Energie des Systems ab, so wird bei konst. Volumen Energie ( $\Delta U$ ) nur in Form von Wärme ( $Q_V$ ) abgegeben.)

$$\Delta U = Q_p - p\Delta V \quad \text{für } p = \text{const.}$$

(Nimmt die innere Energie des Systems ab, so wird bei konst. Druck nur ein Teil der Energie ( $\Delta U$ ) in Form von Wärme ( $Q_p$ ) abgegeben. Der Rest muss für Volumenarbeit zur Verfügung stehen um den Druck konstant zu halten.)

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Die innere Energie U – 1. Hauptsatz der Thermodynamik

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = Q_p - p\Delta V \quad \text{für } p = \text{const.}$$

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V$$

$$Q_p = \Delta H \quad \text{(Enthalpieänderung)}$$

Die vom System bei konstantem Druck abgegebene Wärme ( $Q_p$ ) entspricht der Enthalpieabnahme ( $\Delta H$ ) des Systems.

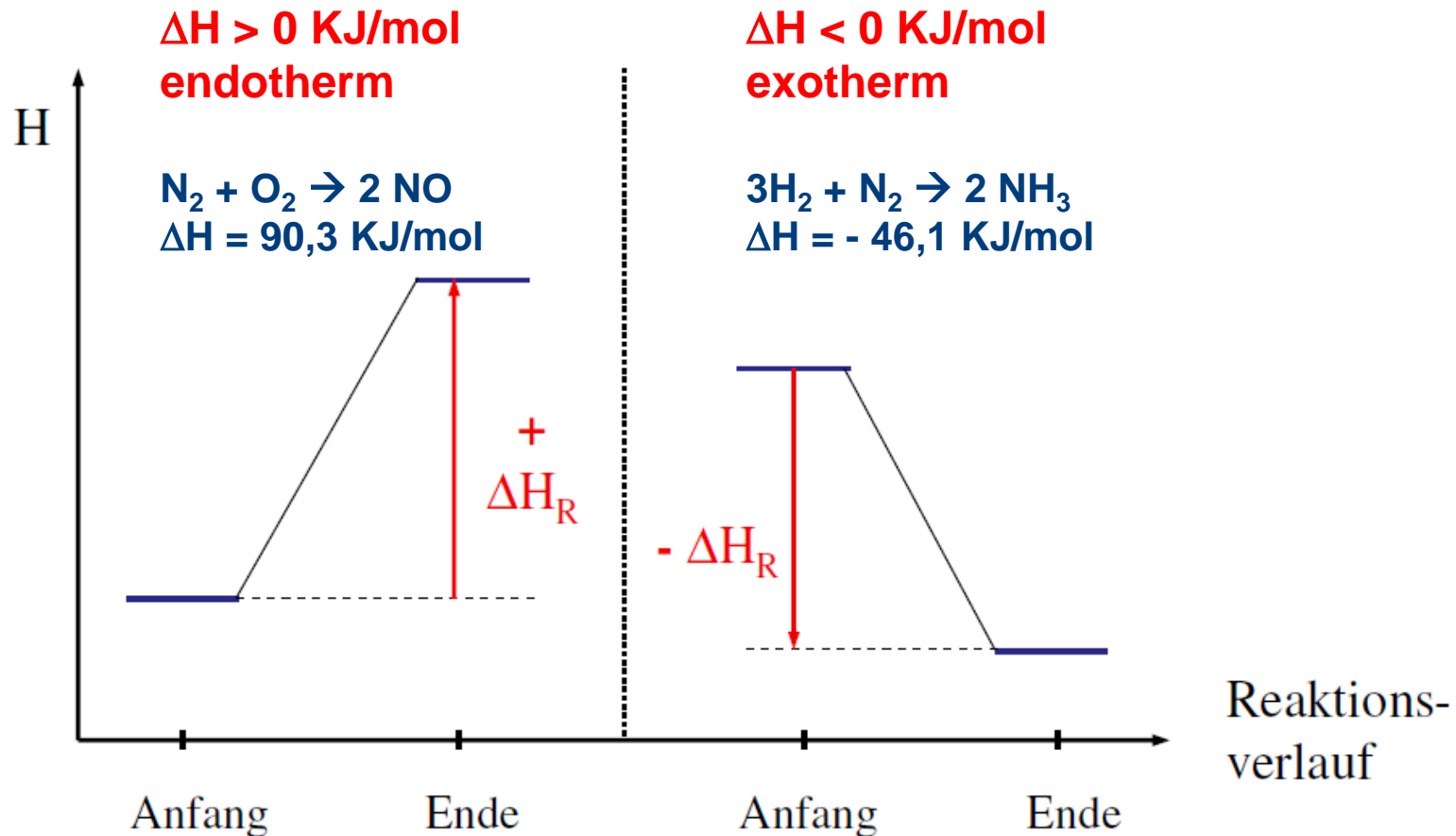
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Die Enthalpie H

$\Delta H^0$  = Standardreaktionsenthalpie bei 298 K (25°C) und 101,3 KPa

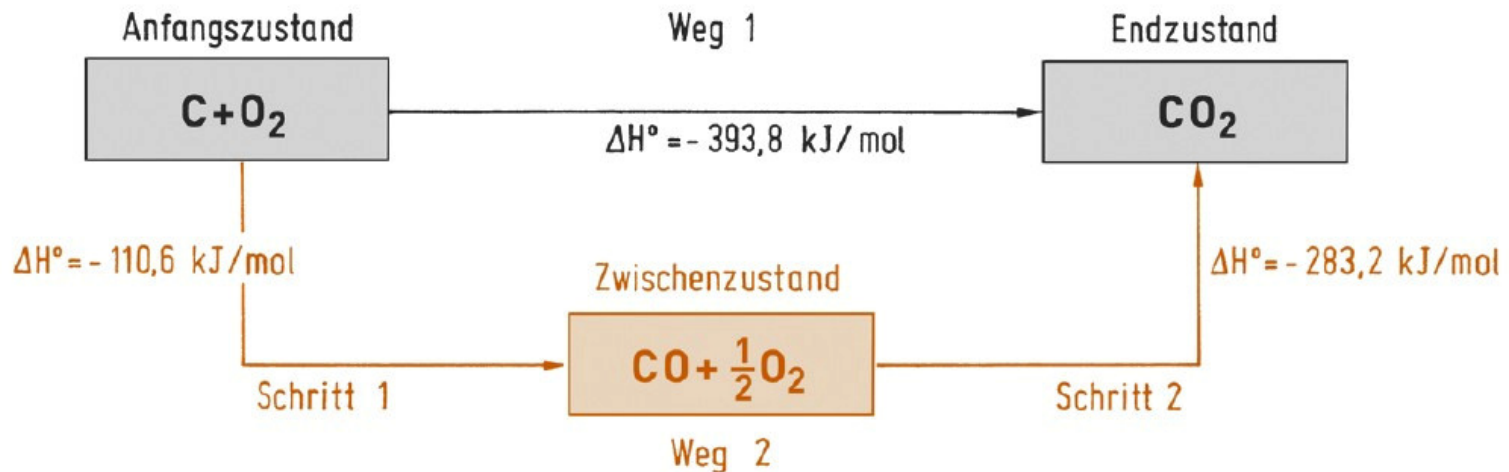
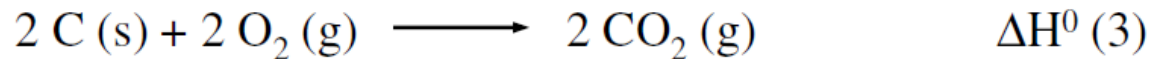
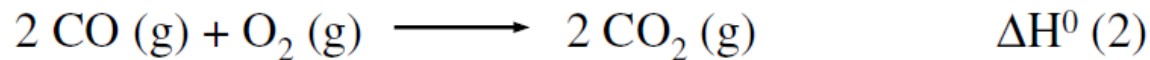
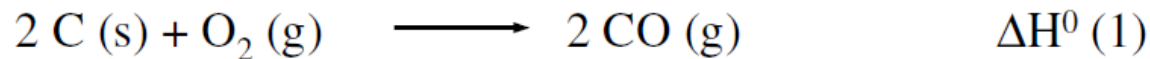


# Reaktionen



## Satz von Hess

- $\Delta H$  ist eine Zustandsfunktion und unabhängig von Weg.
- $\Delta H$  einer Brutto-Gleichung kann aus den Teilreaktionen berechnet werden.



# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

Aufgabe:

Welche der Reaktionen findet unter Wärmeabgabe, welche unter Wärmeaufnahme statt?

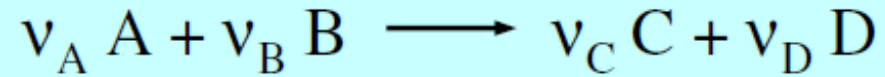
- a)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$        $\Delta H = 90.3 \text{ kJ/mol}$   
b)  $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$        $\Delta H = -46.1 \text{ kJ/mol}$   
c)  $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$        $\Delta H = -110.6 \text{ kJ/mol}$   
d)  $2 \text{C} + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$        $\Delta H = -393.8 \text{ kJ/mol}$

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

Aus den Standardbildungsenthalpien lässt sich jede Reaktionsenthalpie berechnen:



$$\Delta H_R^0 = [ \sum (v_X \times \Delta H_B^0)_{\text{Produkte}} - \sum (v_X \times \Delta H_B^0)_{\text{Edukte}} ]$$

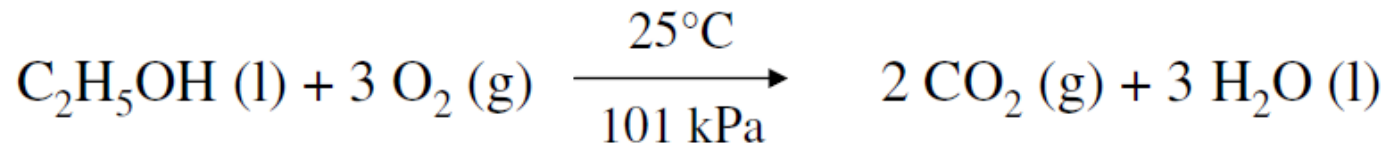
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

Aus den Standardbildungsenthalpien lässt sich jede Reaktionsenthalpie berechnen:

Verbrennung von Ethanol:



$$\Delta H_{\text{B}}^0: \quad -278,7 \quad 0 \quad -394,1 \quad -286,4 \quad \text{kJmol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{R}}^0 &= [2 \times \Delta H_{\text{B}}^0 (\text{CO}_2) + 3 \times \Delta H_{\text{B}}^0 (\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_{\text{B}}^0 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3 \Delta H_{\text{B}}^0 (\text{O}_2)] \\ &= [2 \times (-394,1) + 3 \times (-286,4)] - [(-278,7) + 0] \\ &= \mathbf{-1368,7 \text{ kJmol}^{-1}} \quad (\text{exotherm}) \end{aligned}$$

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

Aufgaben:

Ermitteln Sie die Standardreaktionsenthalpie der Reaktion:



aus den Standardbildungsenthalpien  $\Delta H_B$

$\text{HN}_3$	264.0 kJ/mol
$\text{NO}$	90.3 kJ/mol
$\text{H}_2\text{O}_2$	-187.8 kJ/mol
$\text{N}_2$	0 kJ/mol

$$\begin{aligned}\Delta H_R^0 &= [2 \times \Delta H_B^0(\text{CO}_2) + 3 \times \Delta H_B^0(\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_B^0(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3 \Delta H_B^0(\text{O}_2)] \\ &= [2 \times (-394,1) + 3 \times (-286,4)] - [(-278,7) + 0] \\ &= \mathbf{-1368,7 \text{ kJmol}^{-1}} \quad (\text{exotherm})\end{aligned}$$

$$\Delta H_R^0 = [ \sum (v_X \times \Delta H_B^0)_{\text{Produkte}} - \sum (v_X \times \Delta H_B^0)_{\text{Edukte}} ]$$

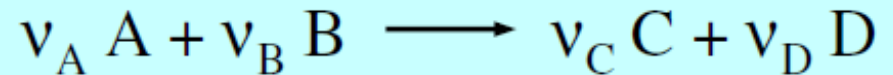
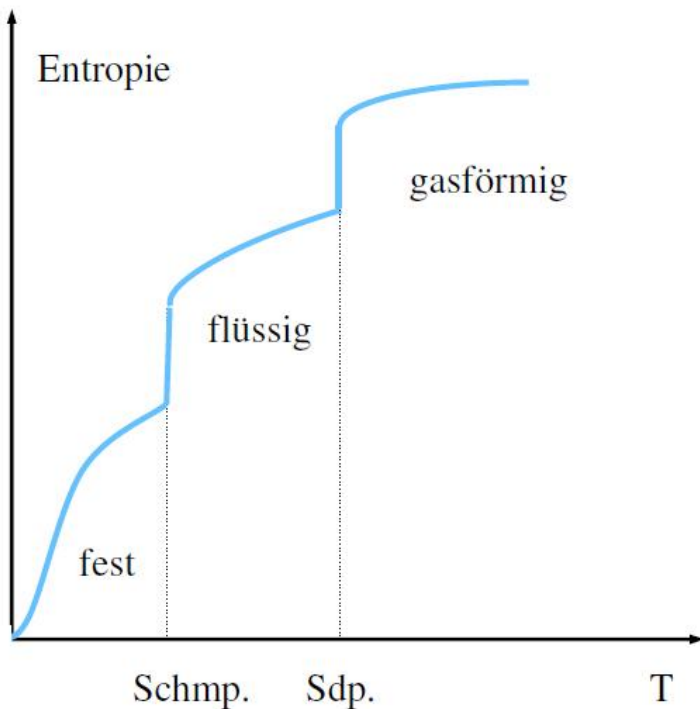
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Die Entropie S (2. und 3. Hauptsatz der Thermodynamik):

- Maß für die Ordnung bzw. Unordnung eines Systems
- S wächst mit zunehmender Unordnung (2. Hauptsatz)
- am absoluten Nullpunkt ist  $S = 0$  (3. Hauptsatz)



$$\Delta S_R^0 = (\sum v \times \Delta S^0)_{\text{Prod.}} - (\sum v \times \Delta S^0)_{\text{Ed.}}$$

### Prozesse unter Entropieerhöhung:

- Temperaturerhöhung
- Volumenvergrößerung
- Druckerniedrigung
- Phasenübergänge (s/l, l/g)
- Erhöhung der Teilchenzahl

# Reaktionen



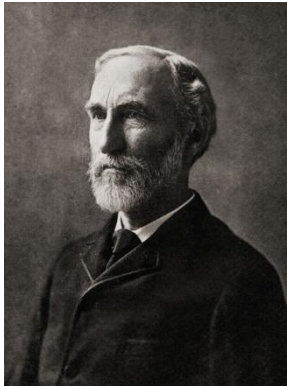
Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Die freie Standardreaktionsenthalpie G

Die Natur ist bestrebt ...

... die Enthalpie (H) zu minimieren

... die Entropie (S) zu maximieren



J. W. Gibbs  
(1839 – 1903)

## Gibbs-Helmholtz-Gleichung

$$\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \times \Delta S_R^0$$



H. v. Helmholtz  
(1821 – 1894)

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Die freie Standardreaktionsenthalpie G

$$\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \times \Delta S_R^0$$

$$\Delta G_R^0 < 0$$



**exergonisch**, Reaktion  
läuft freiwillig ab

$$\Delta G_R^0 > 0$$



**endergonisch**, Rück-  
reaktion läuft  
freiwillig ab

$$\Delta G_R^0 = 0$$



System ist im  
**Gleichgewicht**, keine  
Arbeitsleistung  
möglich

# Reaktionen

Exotherme Reaktion  $\Delta H < 0$



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola



# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

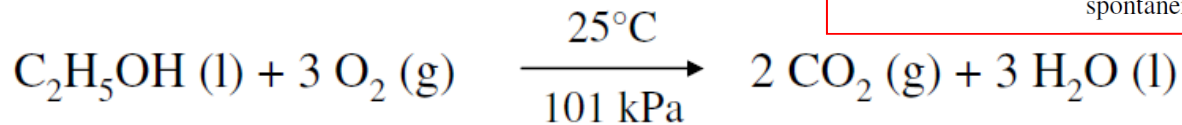
Endotherme Reaktion  $\Delta H > 0$



# Reaktionen

## Enthalpiegetriebene Reaktion

Verbrennung von Ethanol:



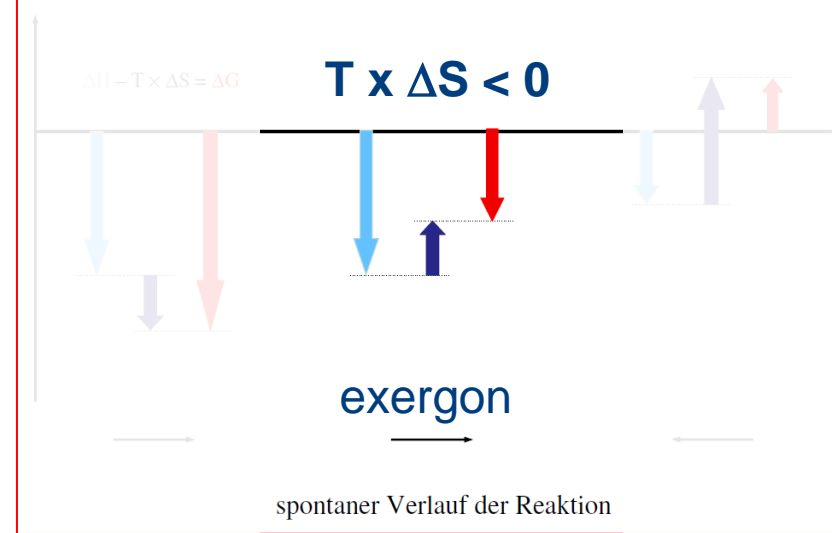
$$S^0 \quad 160,7 \quad 205,0 \quad 213,6 \quad 69,9 \quad \text{J/mol K}$$

$$\begin{aligned} \Delta S_R^0 &= [2 \times 213,6 + 3 \times 69,9] - [160,7 + 3 \times 205,0] \\ &= \underline{-138,8 \text{ J/mol K}} \end{aligned}$$

$$\Delta H_R^0 = -1368,7 \text{ kJmol}^{-1} \quad (\text{exotherm})$$

$$\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \times \Delta S_R^0$$

$$\begin{aligned} \Delta G_R^0 &= (-1368,7 \text{ kJ/mol}) - 298 \text{ K} (-0,1388 \text{ kJ/mol K}) \\ &= \underline{-1327,3 \text{ kJ/mol}} \quad (\text{exergon}) \end{aligned}$$



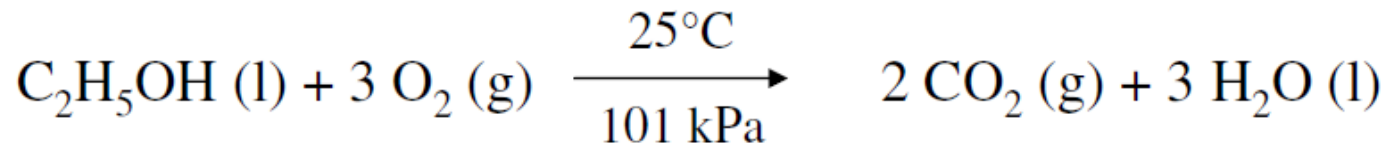
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

Aus den Standardbildungsenthalpien lässt sich jede Reaktionsenthalpie berechnen:

Verbrennung von Ethanol:



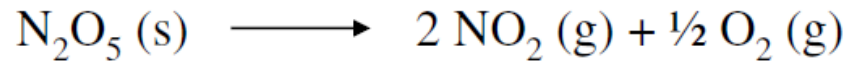
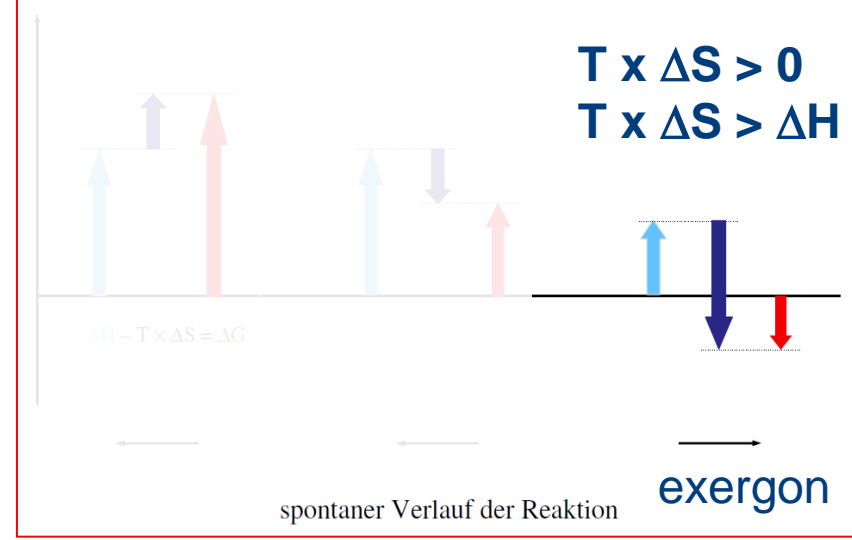
$$\Delta H_{\text{B}}^0: \quad -278,7 \quad 0 \quad -394,1 \quad -286,4 \quad \text{kJmol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{R}}^0 &= [2 \times \Delta H_{\text{B}}^0 (\text{CO}_2) + 3 \times \Delta H_{\text{B}}^0 (\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_{\text{B}}^0 (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) + 3 \Delta H_{\text{B}}^0 (\text{O}_2)] \\ &= [2 \times (-394,1) + 3 \times (-286,4)] - [(-278,7) + 0] \\ &= \mathbf{-1368,7 \text{ kJmol}^{-1}} \quad (\text{exotherm}) \end{aligned}$$

# Reaktionen

## Entropiegetriebene Reaktion

$$\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \times \Delta S_R^0$$



$\Delta H_B:$	-41,8	33,85	0	kJ/mol
---------------	-------	-------	---	--------

$\Delta H_R^0 = + 109,5 \text{ kJ/mol}$  (endotherm)

$S^0:$	113,4	240,5	205	J/mol K
--------	-------	-------	-----	---------

$\Delta S_R^0 = +470,1 \text{ J/mol K}$

$\Delta G_R^0 = 109,5 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} (0,471 \text{ J/mol K}) = \underline{-30,6 \text{ kJ/mol}}$  (exergon)



# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Das chemische Gleichgewicht

Viele chemische Reaktionen sind scheinbar mit der vollständigen Umwandlung der Ausgangsstoffe in Reaktionsprodukte beendet. Ein spektakuläres Beispiel ist die Knallgasreaktion, hierbei verbinden sich Wasserstoff und Sauerstoff miteinander zu Wasser:



Bei vielen Reaktionen findet jedoch keine vollständige Umsetzung der Ausgangsstoffe statt, gleichgültig, wie lange die Reaktion abläuft.

Beispiel:

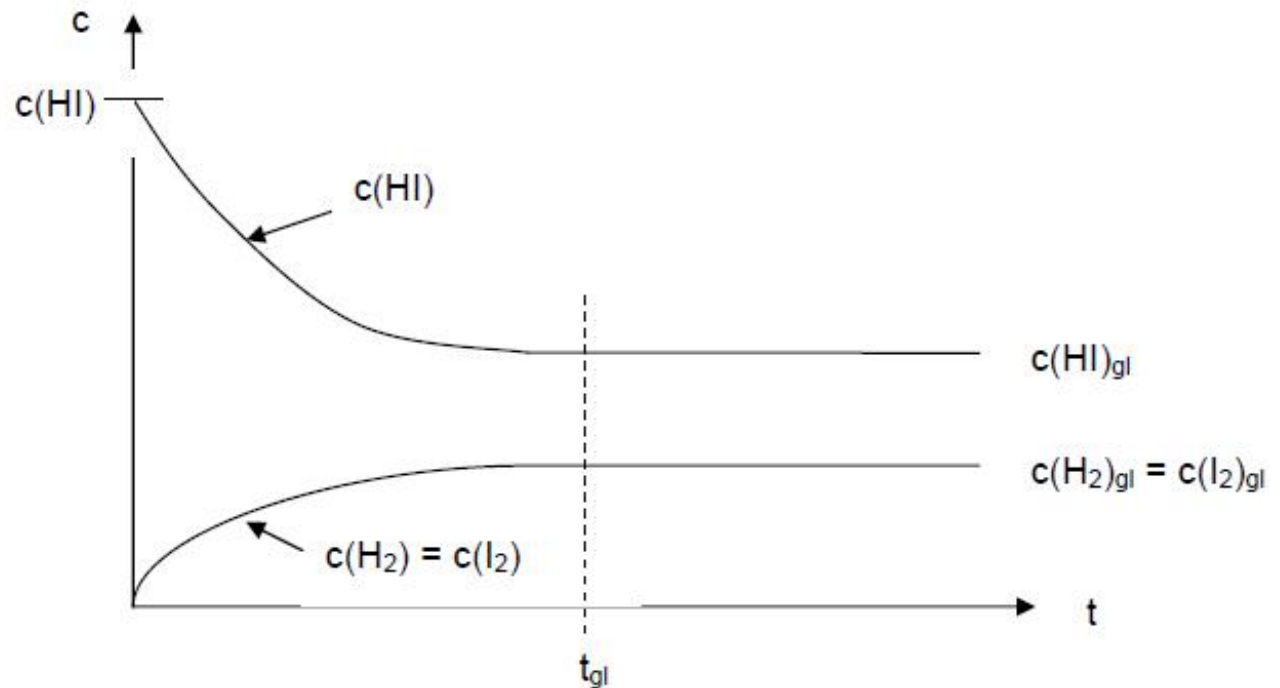


# Reaktionen



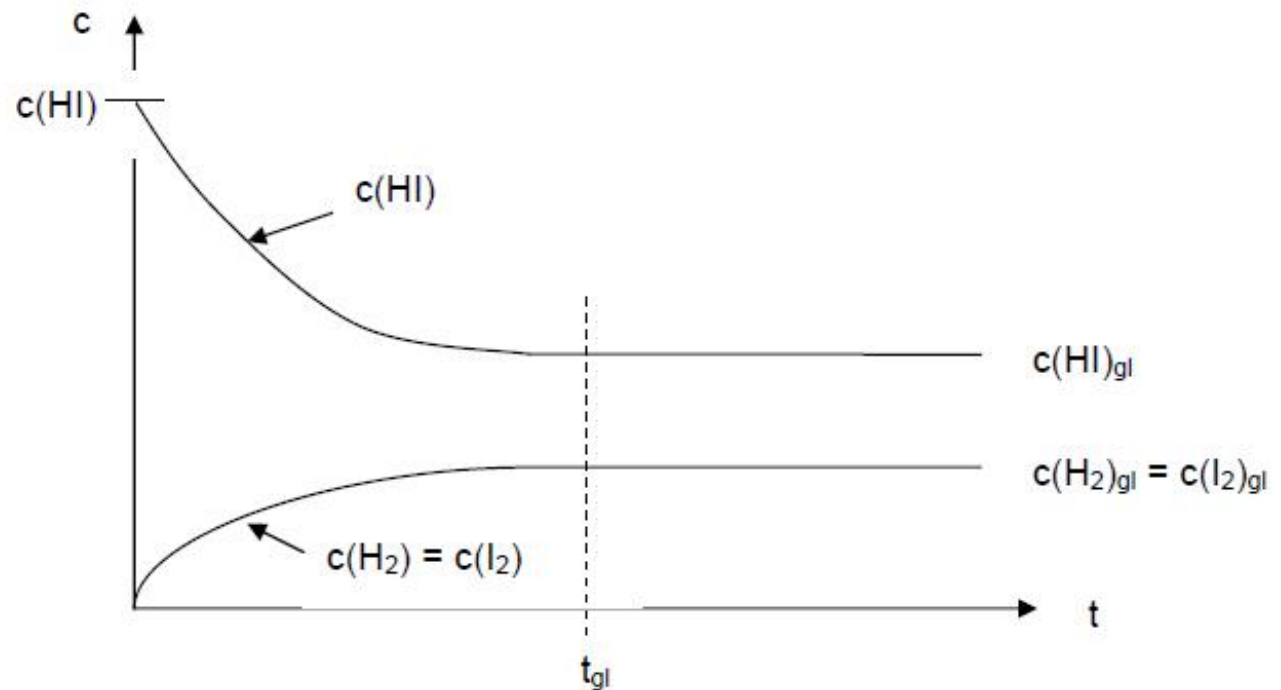
Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Das chemische Gleichgewicht

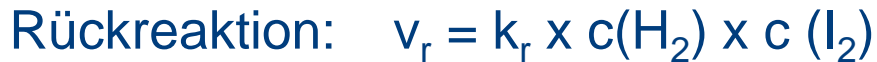


Zeitlicher Verlauf der  
Konzentrationen für die  
Iod-Wasserstoff-  
Reaktion.

# Reaktionen



Es gilt für die Reaktionsgeschwindigkeiten  $v$ :



Im Gleichgewicht sind beide Geschwindigkeiten gleich:

$$v_h = v_r$$

$v$  [m/s]

$k$  [ $\text{mol}^2 \times \text{m} / \text{L}^2 \times \text{s}$ ]

Geschwindigkeitskonstante

$c$  [mol/L]

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola




Hinreaktion:  $v_h = k_h \times c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2)$

Rückreaktion:  $v_r = k_r \times c(\text{HI}) \times c(\text{HI}) = k_r \times c^2(\text{HI})$

Im Gleichgewicht sind beide Geschwindigkeiten gleich:

$$v_h = v_r$$

Massenwirkungsgesetz

  $k_h \times c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2) = k_r \times c^2(\text{HI})$

  $c^2(\text{HI}) / c(\text{H}_2) \times c(\text{I}_2) = k_h / k_r = K$

K ist die Gleichgewichtskonstante

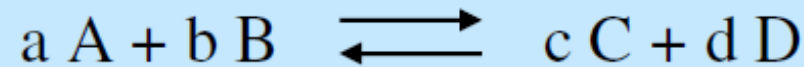
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Massenwirkungsgesetz (allg. Formulierung)

Chemische Reaktionen sind meist Gleichgewichtsreaktionen



Hin- und Rückreaktion laufen gleichzeitig ab, die Reaktion kommt zum Stillstand, die Konzentrationen aller beteiligten Stoffe sind konstant.

Gleichgewichtskonstante =

$$K = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

Aufgaben:

1. Formulieren Sie das Massenwirkungsgesetz für die Verbrennung von HCl, wobei sich Wasser und Chlor bilden.
2. Bestimmen Sie die Gleichgewichtskonstante für das Dissoziationsgleichgewicht von  $\text{N}_2\text{O}_4$  bei  $25\text{ °C}$ , wenn bei dieser Temperatur folgende Gleichgewichtskonzentrationen gemessen werden:

$$c(\text{N}_2\text{O}_4) = 4,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol / L}$$

$$c(\text{NO}_2) = 1,41 \cdot 10^{-2} \text{ mol / L}$$

# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

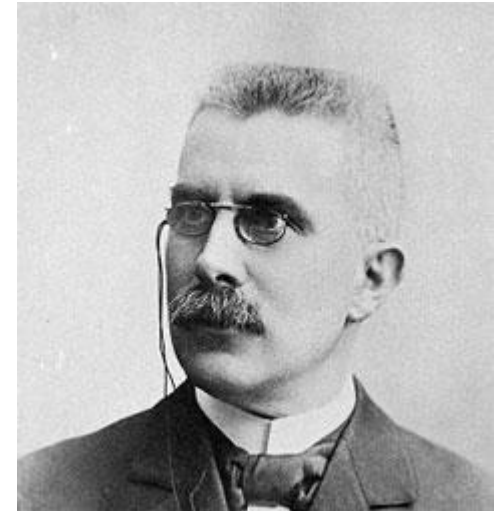
## Beeinflussung der Gleichgewichtslage

### „Prinzip vom kleinsten Zwang“

Bei einer äußeren Einwirkung auf ein dynamisches Gleichgewicht wird die Gleichgewichtslage so verschoben, dass dem äußeren Zwang entgegengewirkt wird.

### Beeinflussung eines Gleichgewichts durch:

- Änderung der Konzentration
- Änderung der Temperatur
- Änderung des Drucks und Volumens



Henry Le Chatelier  
(1850 – 1936)

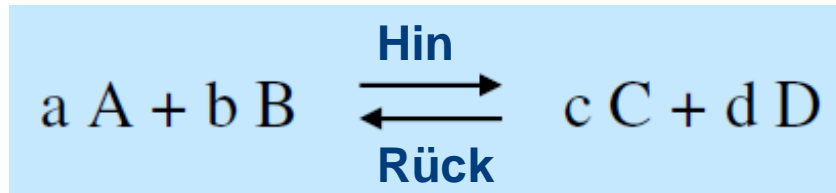
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Beeinflussung der Gleichgewichtslage

- Änderung der Konzentration



- Erhöhung der Konzentration der Edukte
- Erniedrigung der Konzentration der Produkte

**Hin-Reaktion wird begünstigt**

- Erniedrigung der Konzentration der Edukte
- Erhöhung der Konzentration der Produkte

**Rück-Reaktion wird begünstigt**

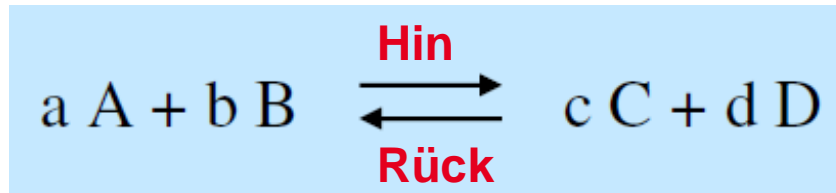
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Beeinflussung der Gleichgewichtslage

- Änderung der Temperatur



$$\Delta G = \Delta H - T \times \Delta S$$

und

$$\Delta G = -R \times T \times \ln k$$

- endotherme Reaktion  $\Delta H > 0$   
und Temperaturerhöhung
- exotherme Reaktion  $\Delta H < 0$   
und Temperaturerniedrigung

- endotherme Reaktion  $\Delta H > 0$   
und Temperaturerniedrigung
- exotherme Reaktion  $\Delta H < 0$   
und Temperaturerhöhung

**Hin-Reaktion wird begünstigt**

**Rück-Reaktion wird begünstigt**

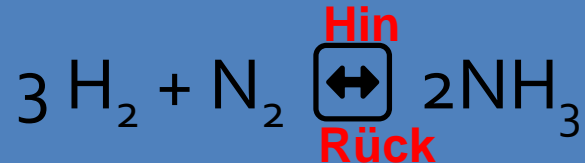
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Beeinflussung der Gleichgewichtslage

- Änderung des Drucks/Volumens

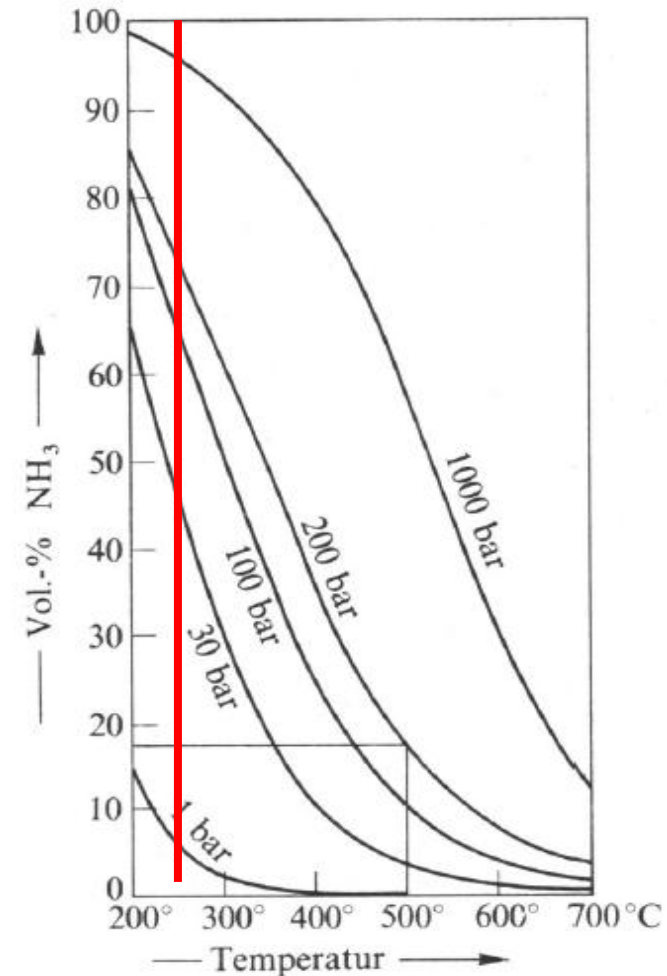


- Druckerhöhung/Volumenverkleinerung

**Hin-Reaktion wird begünstigt**

- Druckerniedrigung/Volumenerhöhung

**Rück-Reaktion wird begünstigt**



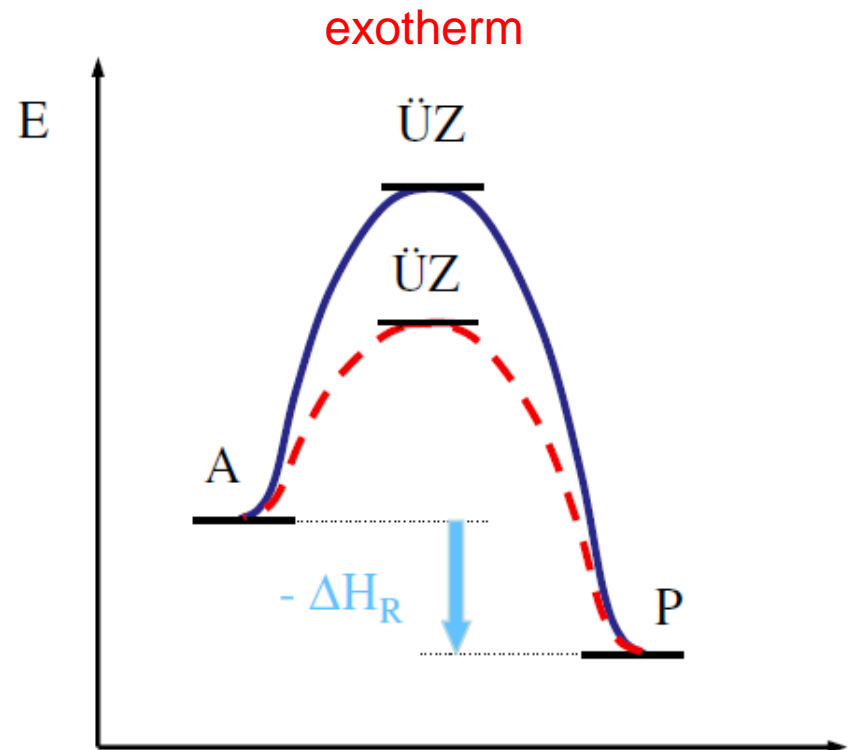
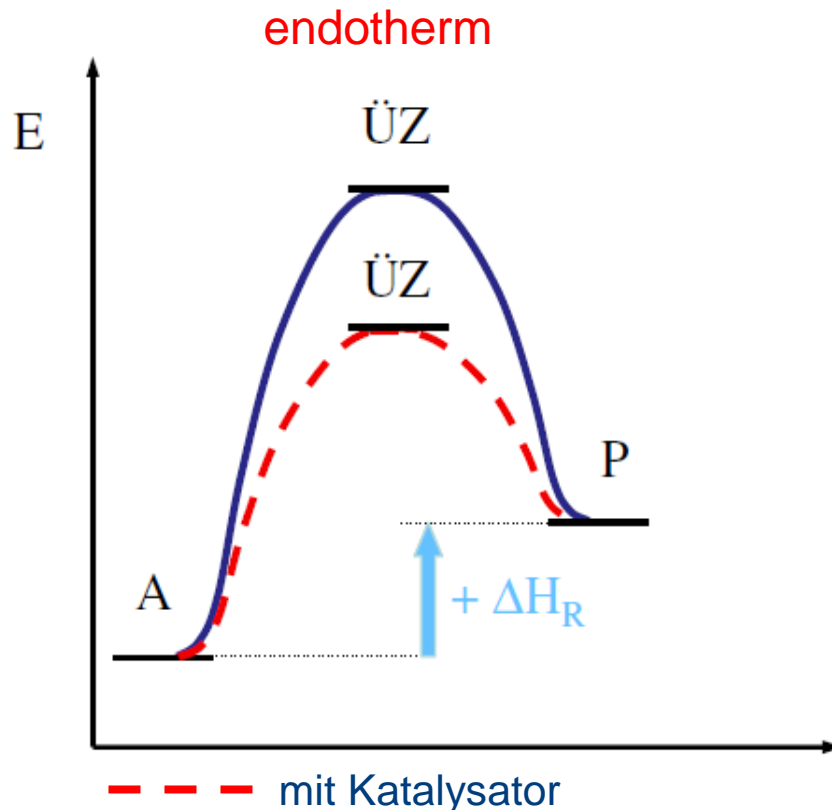
# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Katalysatoren

- Katalysatoren erniedrigen die Reaktionsenergie
- Katalysatoren erfahren bei der Reaktion keine stoffliche Veränderung



# Reaktionen



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Hydratation – Auflösen von Salzen



Bindungstyp	Beispiel	Bindungsenergie in kJ mol <sup>-1</sup>
Atombindung	H–H	≈ 450
	C–H	≈ 400
	C–C	≈ 350
	C=C	≈ 600
polare Atombindung	O–H	≈ 450
Ionenbindung	NaCl-Gitter	≈ 750
van der Waals-Bindung	N <sub>2</sub> / N <sub>2</sub>	< 10
Wasserstoffbrücken	H <sub>2</sub> O / H <sub>2</sub> O	≈ 40
	ROH / ROH	≈ 20

# Reaktionen



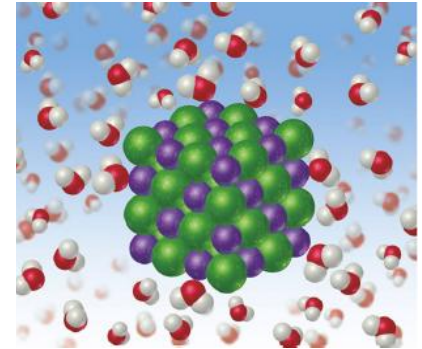
Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Hydratation – Auflösen von Salzen



1. Gitterenergie muss aufgebraucht werden um die Ionenbindung zu „brechen“.

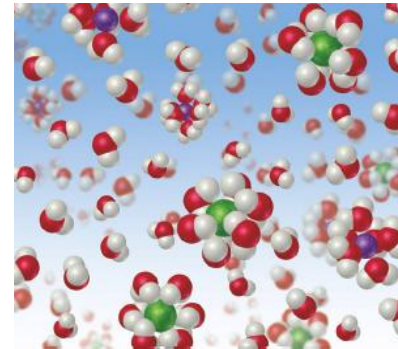
$$\Delta H_G (\text{NaCl}) = 780 \text{ KJ/mol}$$



2. Hydratationsenergie wird frei, wenn sich Wassermoleküle an Ionen anlagern.

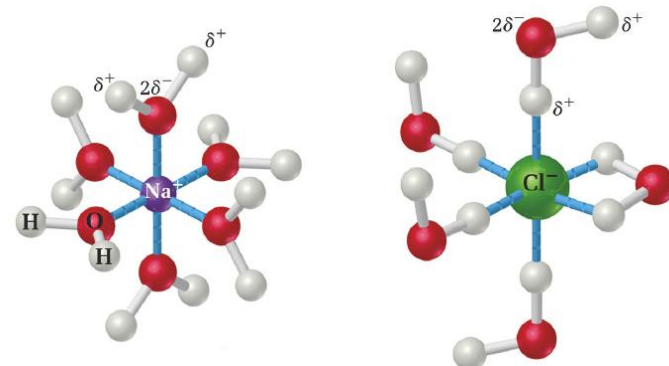
$$\Delta H_H (\text{Na}^+) = -398 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_H (\text{Cl}^-) = -376 \text{ KJ/mol}$$



- $\Delta H_L (\text{NaCl})$   
 $= 780 \text{ KJ/mol} + (-398 \text{ KJ/mol}) + (-376 \text{ KJ/mol})$   
 $= 6 \text{ KJ/mol}$

Die Lösung kühlt sich ab!



# Reaktionen

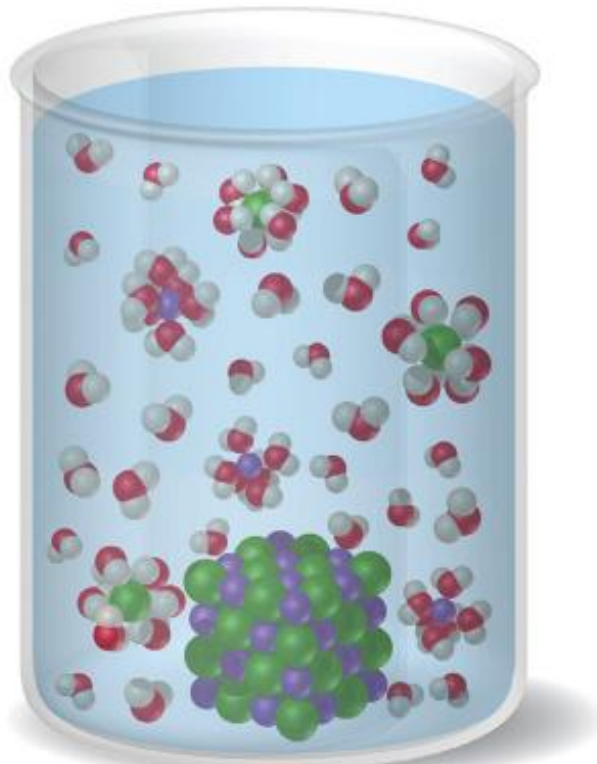
$$\Delta G^0 = - R \times T \times \ln \frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]}$$



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

## Löslichkeitsprodukt $K_L$

- Die Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösungsmittel ist meist begrenzt.
- Das Löslichkeitsprodukt eines Stoffes ist dann erreicht, wenn sich die Reaktion im Gleichgewicht befindet (wenn  $\Delta G = 0$ ).



$$\begin{aligned} K_L (\text{NaCl}) &= [\text{Na}^+] [\text{Cl}^-] \\ &= 6.5 \text{ mol/L} \times 6.5 \text{ mol/L} \\ &= 42.25 \text{ mol}^2/\text{L}^2 \\ &= 380 \text{ g/L} \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} K_L (\text{AgCl}) &= [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-] \\ &= 1.4 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 1.4 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \\ &= 2 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2 \\ &= 0.002 \text{ g/L} \end{aligned}$$



Technische  
Hochschule  
Georg Agricola

**The End**

**... is to be continued**