

Thermodynamik & Kinetik

Inhaltsverzeichnis

Ihr versteht die Begriffe offenes System, geschlossenes System, isoliertes System, Enthalpie, exotherm und endotherm	3
Ihr kennt die Funktionsweise eines Kalorimeters und könnt mit Hilfe eines Kalorimeters die molare Reaktionsenthalpie bestimmen	4
Ihr könnt die molare Reaktionsenthalpie aus den molaren Standard-Bildungsenthalpien berechnen	4
Ihr könnt ein Enthalpiediagramm erstellen und mit dessen Hilfe Standard-Bildungsenthalpien für beliebige brennbare Stoffe bestimmen, wenn die Verbrennungsenthalpie des Stoffes bekannt ist.....	5
Ihr kennt die Entropie als zweite treibende Kraft und könnt anhand von 4 Beispielen erklären, wann die Entropie zunimmt	6
Ihr könnt die molare Reaktionsentropie aus den molaren Standard-Entropien berechnen.....	6
Ihr kennt die Gibbs-Helmholtz-Gleichung auswendig und könnt für beliebige Reaktionen die freie Enthalpie berechnen	6
Ihr könnt für beliebige Reaktionen entscheiden, ob und bei welchen Temperaturen diese freiwillig ablaufen.....	6
Ihr kennt die Begriffe exergonisch und endergonisch	7
Ihr kennt alle Bedingungen, welche die freie Enthalpie beeinflussen	7
Ihr kennt den Zusammenhang zwischen der freien Enthalpie und dem chemischen Gleichgewicht.....	7
Ihr könnt die beiden Hauptsätze der Thermodynamik qualitativ erklären: a) Der Energieinhalt der Welt ist konstant..... b) Die Entropie der Welt strebt einem Maximum zu.	7
Sie kennen die Definition der Reaktionsgeschwindigkeit und wissen, wie diese gemessen werden kann (K1).....	7
Sie können ein konkretes Experiment beschreiben, bei welcher die Reaktionsgeschwindigkeit gemessen wird (K1)	7
Sie wissen, welche Umstände die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen, und können die Einflüsse auf der Ebene der kleinsten Teilchen plastisch erklären (Stosstheorie) (K1).....	8
Sie können die Einflüsse auf die Reaktionsgeschwindigkeit klar von denjenigen auf das chemische Gleichgewicht unterscheiden (K3).....	8

- Sie können Energiediagramme für beliebige Reaktionen zeichnen, wenn Sie die Aktivierungsenergie, die Enthalpie oder die freie Enthalpie kennen (K2)..... 8
- Sie kennen den Einfluss von Katalysatoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit und die Änderung der freien Enthalpie einer beliebigen Reaktion (K1) und könnt diese Einflüsse auf der Ebene der kleinsten Teilchen plastisch erklären (K3)..... 8
- Sie können an einem Beispiel den Mechanismus einer Katalyse in einigen Sätzen erklären (K2) und können auch Mechanismen bei anderen Reaktionen herleiten (K3)..... 8
- Sie können vier Reaktionen aus der Technik und der Biologie beschreiben, bei welchen Katalysatoren eine grosse Bedeutung haben (K1)..... 9
- Sie können einem Laien erklären, warum es für die Medizin sehr wichtig ist, sich mit Reaktionsgeschwindigkeiten zu beschäftigen (K2)..... 9
- Sie haben die drei gemachten Experimente präsent und können sie erklären..... 9

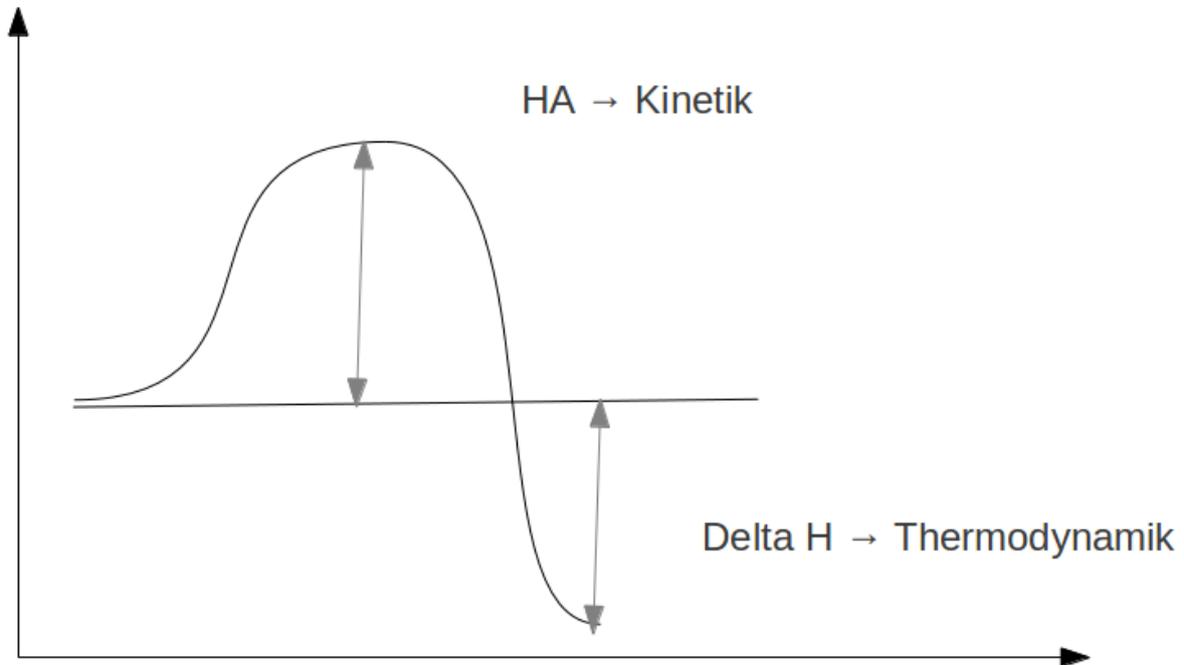
Info

Es besteht kein Anspruch auf Vollständigkeit. Jede Haftung wird abgelehnt.
[Creative Commons Namensnennung-Keine kommerzielle Nutzung 3.0 Lizenz.](#)



Lerneteil

Thermodynamik bestimmt, ob eine Reaktion ablaufen **kann** – *Kinetik* wie **schnell** sie abläuft (wenn überhaupt).



Thermodynamik

Die Thermodynamik sagt, ob eine chemische Reaktionen ablaufen **kann**, jedoch nichts über die Geschwindigkeit; $H_2O_2(aq) \rightarrow H_2O(l) + \frac{1}{2}O_2(g)$ würde zwar ablaufen, jedoch sehr langsam (Reaktionsgeschwindigkeit ist sehr klein).

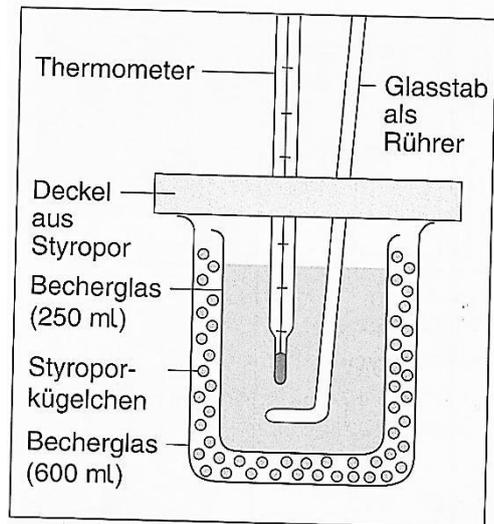
Ihr versteht die Begriffe offenes System, geschlossenes System, isoliertes System, Enthalpie, exotherm und endotherm¹

Offenes System	Tauschen ihrer Umgebung Materie und Umgebung aus
Geschlossenes System	Tauschen mit ihrer Umgebung nur Energie aus
Isoliertes System	Tauschen mit Ihrer Umgebung weder Materie noch Energie aus
Exotherm	Energie wird freigesetzt <ul style="list-style-type: none"> - Bindungen werden gespalten - $\Delta H < 0$
Endotherm	Energie wird benötigt <ul style="list-style-type: none"> - Bindungen werden gebildet

¹ Eselsbrücke: Legosteine auseinander zu nehmen braucht mehr Energie als sie zusammenzusetzen
Version 1.0b vom 24.06.2012

$$- \Delta H > 0$$

Ihr kennt die Funktionsweise eines Kalorimeters und könnt mit Hilfe eines Kalorimeters die molare Reaktionsenthalpie bestimmen



1. Einfaches Kalorimeter

Mithilfe eines Kalorimeters kann der Temperaturunterschied (und damit die Reaktionsenthalpie) einer Reaktion festgestellt werden. Ein Kalorimeter sollte ... sein

- Luftdicht (Vakuum)
- Keine Kabel (wegen luftdicht)
- Gut isoliert

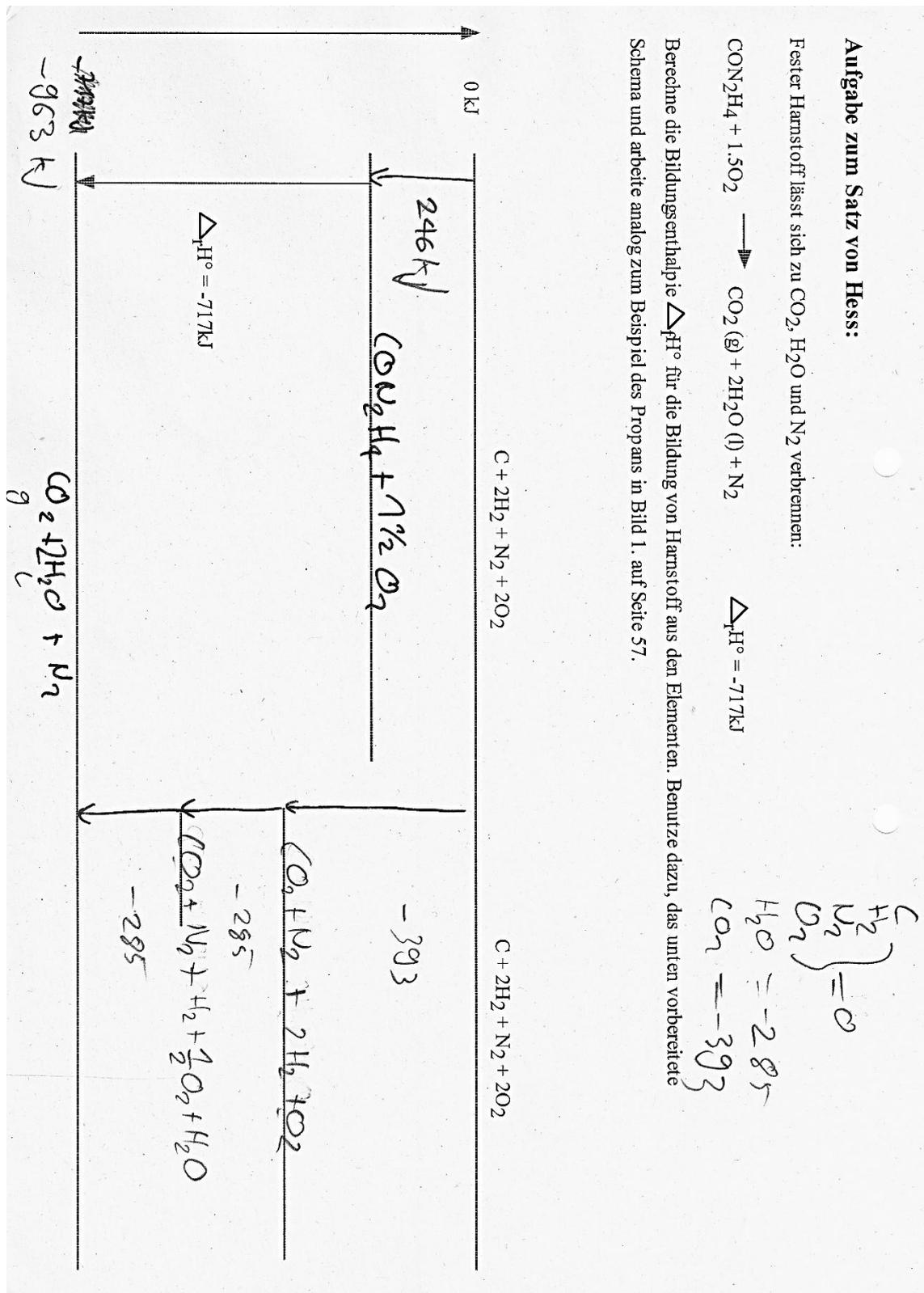
Formeln

- $Q = c_p * m * \Delta T; c_p H_2O = 4.18 J * g^{-1} * K^{-1}$
- $\Delta_r H_m^0 = -\frac{Q}{n} = \text{molare Reaktionsenthalpie}$

Ihr könnt die molare Reaktionsenthalpie aus den molaren Standard-Bildungsenthalpien berechnen

- molare Standard-Bildungsenthalpie $\Delta_f H_m^0$
 - Dieser Energiebetrag wird freigesetzt, wenn 1 mol der Verbindung Schritt aus den Elementen synthetisiert wird
 - ist 0 bei Elementen
- molare Reaktionsenthalpie: $\Delta_r H^0 = \sum(\Delta_f H_m^0 \text{ Produkte}) - \sum(\Delta_f H_m^0 \text{ Edukte})$
 - _Satz von Hess* Die Reaktionsenthalpie ist unabhängig vom Reaktionsweg, sie hängt nur vom Ausgangs- und Endzustand des Systems ab

Ihr könnt ein Enthalpiediagramm erstellen und mit dessen Hilfe Standard-Bildungsenthalpien für beliebige brennbare Stoffe bestimmen, wenn die Verbrennungsenthalpie des Stoffes bekannt ist



Ihr kennt die Entropie als zweite treibende Kraft und könnt anhand von 4 Beispielen erklären, wann die Entropie zunimmt

Einige Reaktionen laufen nur ab, **weil** die Entropie **zunimmt**.

- Mehr (l)
- Mehr (g)
- Mehr (aq)
- Mehr Teilchen

Beispiele

- Schwitzen
- Schnee schmelzen
- Verbrennung Glucose
- Brausetablette

$$\Delta_r S \begin{cases} < 0: \text{Abnahme; energetisch ungünstig} \\ > 0: \text{Zunahme; energetisch günstig} \end{cases}$$

Ihr könnt die molare Reaktionsentropie aus den molaren Standard-Entropien berechnen.

$$\Delta_r S^0 = \sum(S_0 \text{Produkte}) - \sum(S_0 \text{Edukte})$$

Ihr kennt die Gibbs-Helmholtz-Gleichung auswendig und könnt für beliebige Reaktionen die freie Enthalpie berechnen

$$\Delta_r G = \Delta_r H - \Delta_r S * T$$

*Gibbsche Freie Enthalpie = Enthalpie – Entropie * Temperatur*

Ihr könnt für beliebige Reaktionen entscheiden, ob und bei welchen Temperaturen diese freiwillig ablaufen

		ΔH	
		-	+
ΔS	-	1) ✓ kleines T	2) ✗
	+	3) ✓	4) ✓ grosses T

- 1) Reaktionen laufen nur unter einer gewissen Temperatur ab; $2NO_2(g) \rightarrow N_2O_4(g)$
- 2) Reaktionen laufen nie ab; $3O_2(g) \rightarrow 2O_3(g)$
- 3) Reaktionen laufen immer ab; $C_5H_{12}(l) + 8O_2(g) \rightarrow 5CO_2(g) + 6H_2O(g)$
- 4) Reaktionen laufen erst ab einer gewissen Temperatur ab; $H_2O(g) + C(s) \rightarrow CO(g) + H_2(g)$

Grundsatz Wenn weniger polare² Stoffe entstehen, ist die Reaktion meist exotherm.

² Eine Ionenbindung ist noch stärker polar
Version 1.0b vom 24.06.2012

Ihr kennt die Begriffe exergonisch und endergonisch

$$\Delta_r G \begin{cases} < 0: \text{exergonisch} \rightarrow \text{spontan} \\ > 0: \text{endergonisch} \rightarrow \text{nicht spontan (ausser } T \text{ sehr gross und } \Delta_r S > 0) \end{cases}$$

Ihr kennt alle Bedingungen, welche die freie Enthalpie beeinflussen

- Erhöhung Druck $\rightarrow \Delta G$ kleiner
- Erhöhung Temperatur

Ihr kennt den Zusammenhang zwischen der freien Enthalpie und dem chemischen Gleichgewicht

1. Gleichgewicht verlagert sich bei Temperaturerhöhung auf die endotherme Seite
2. Gleichgewicht verlagert sich bei Druckerhöhung auf die Seite, die weniger Platz beansprucht
3. Gleichgewicht verlagert sich bei Konzentrationserhöhung, wird die Konzentration auf der anderen Seite erhöht, oder die Konzentration auf der gleichen Seite verringert

Ihr könnt die beiden Hauptsätze der Thermodynamik qualitativ erklären:

a) Der Energieinhalt der Welt ist konstant.

b) Die Entropie der Welt strebt einem Maximum zu.

dito

*Kinetik***Sie kennen die Definition der Reaktionsgeschwindigkeit und wissen, wie diese gemessen werden kann (K1)**

Die Reaktionsgeschwindigkeit gibt an, wie viele Teilchen pro Zeit reagieren.

$$v = \frac{\Delta c (\text{Produkt})}{\Delta t} = - \frac{\Delta c (\text{Edukt})}{\Delta t}$$

Sie können ein konkretes Experiment beschreiben, bei welcher die Reaktionsgeschwindigkeit gemessen wird (K1)

dito

Sie wissen, welche Umstände die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen, und können die Einflüsse auf der Ebene der kleinsten Teilchen plastisch erklären (Stosstheorie) (K1)

Sie können die Einflüsse auf die Reaktionsgeschwindigkeit klar von denjenigen auf das chemische Gleichgewicht unterscheiden (K3)

1. Die Teilchen werden als *starre Körper* angesehen, die sich mit steigender Temperatur immer schneller bewegen.
2. Voraussetzung für eine chemische Reaktion ist ein *Zusammenstoß* der entsprechenden Teilchen.
3. Je *häufiger* Zusammenstöße stattfinden, desto schneller verläuft die Reaktion.
4. Für einen erfolgreichen Zusammenstoß müssen die Teilchen eine bestimmte *Mindestenergie* E_{\min} mitbringen.
5. Eine Reaktion tritt nur ein, wenn die Teilchen beim Stoß eine gewisse *räumliche Orientierung* zueinander haben.

- Druck
- Konzentration
- Temperatur
- Oberfläche *
- Katalysator *
- $E_{\min}/\Delta H_A$ *

(* = keinen Einfluss auf Gleichgewicht)

Sie können Energiediagramme für beliebige Reaktionen zeichnen, wenn Sie die Aktivierungsenergie, die Enthalpie oder die freie Enthalpie kennen (K2)

dito

Sie kennen den Einfluss von Katalysatoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit und die Änderung der freien Enthalpie einer beliebigen Reaktion (K1) und könnt diese Einflüsse auf der Ebene der kleinsten Teilchen plastisch erklären (K3)

Ein Katalysator hat **keinen** Einfluss auf ΔG , jedoch verläuft die Reaktion **schneller**.

Sie können an einem Beispiel den Mechanismus einer Katalyse in einigen Sätzen erklären (K2) und können auch Mechanismen bei anderen Reaktionen herleiten (K3)

Katalysator bezeichnet in der Chemie einen Stoff, der die Reaktionsgeschwindigkeit durch die Senkung der Aktivierungsenergie einer chemischen Reaktion erhöht, ohne dabei selbst verbraucht zu werden. Er beschleunigt die Hin- und Rückreaktion gleichermaßen und ändert somit die Kinetik chemischer Reaktionen, nicht deren Thermodynamik.

Ein Katalysator nimmt an einer chemischen Reaktion unter Bildung einer (oder mehrerer) intermediären Stufe mit den Reaktanten teil, aus dem der Katalysator nach Entstehung des Pro-

dukts unverändert freigesetzt wird. Ein Katalysator kann diesen so genannten Katalysezyklus viele Male durchlaufen.

Je nachdem in welchen Phasen Katalysator und Edukte vorliegen, spricht man von homogenen oder heterogenen Katalysatoren. Biochemische Prozesse werden durch Enzyme katalysiert.³

Sie können vier Reaktionen aus der Technik und der Biologie beschreiben, bei welchen Katalysatoren eine grosse Bedeutung haben (K1)

- Autokatalysator
- Haber-Bosch-Verfahren
- Spaltung Eiweisse in der Nahrung
- Entschwefelung

Sie können einem Laien erklären, warum es für die Medizin sehr wichtig ist, sich mit Reaktionsgeschwindigkeiten zu beschäftigen (K2)

???

Sie haben die drei gemachten Experimente präsent und können sie erklären

dito

Anhang

