

## Enthalpie und Entropie - Über den Ablauf chemischer Reaktionen

von Werner Schötschel

Jede chemische Reaktion umfasst Stoffumsatz **und** Energieumsatz. Energie kann in unterschiedlichen Formen auftreten: Wärmeenergie, Lichtenergie, elektrische Energie, mechanische Energie.

In der Thermodynamik werden quantitative Beziehungen zwischen Stoffumsatz und Energieumsatz untersucht.

Betrachtet werden stets nur Veränderungen, die in bestimmten räumlichen Grenzen ablaufen. Den Teil des Universums innerhalb dieser Grenzen bezeichnet man als System, den verbleibenden Rest als Umgebung.

Man unterscheidet 3 Arten chemischer Systeme:

Art des chemischen Systems	Beziehung zur Umgebung	Beispiele
offenes System	Stoff- und Energieaustausch mit der Umgebung	Durchführung einer Reaktion im offenen Gefäß (z.B. Verbrennung von Schwefel auf dem Verbrennungslöffel) Durchführung einer Reaktion in einem Reaktionsraum bei ständigem Stoffdurchsatz (z.B. Oxidation von SO <sub>2</sub> zu SO <sub>3</sub> im Kontaktofen) Auto; Lebewesen; offene Mineralwasserflasche
geschlossenes System	Energieaustausch mit der Umgebung, aber kein Stoffaustausch	Durchführung einer Reaktion im offenen Gefäß, wenn bei den herrschenden Bedingungen kein Stoff entweicht (z.B. Auflösen eines Salzes in Wasser in einem Reagenzglas) Durchführung einer Reaktion im fest verschlossenen Raum (z.B. Verschiebung des Gleichgewichts von NO <sub>2</sub> und N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> im zugeschmolzenen Reagenzglas durch Erwärmen bzw. Abkühlen) Weltraumkapsel; verschlossene Mineralwasserflasche
abgeschlossenes System = isoliertes System	weder Energie- noch Stoffaustausch mit der Umgebung	Durchführung einer Reaktion in einem Gefäß mit wärmeisolierenden Wänden (z.B. Auflösen eines Salzes in Wasser in einem Dewargefäß ohne Bildung gasförmiger Stoffe) Universum; Mineralwasser in einer Thermoskanne

Stoffaustausch ohne Energieaustausch ist nicht möglich!

Um ein System vollständig beschreiben zu können, benötigt man eine Reihe von Variablen. Die in der Chemie am häufigsten verwendeten variablen Größen sind Temperatur, Druck, Volumen, Konzentration und auch die chemische Zusammensetzung. Man bezeichnet sie als Zustandsgrößen oder Zustandsfunktionen, weil sie Eigenschaften des Zustandes sind, in welchem sich das System augenblicklich befindet, und nicht davon abhängen, auf welche Art und Weise der betreffende Zustand erreicht worden ist.

**Merke:**

Größen, die nur vom Zustand eines Systems - also nicht vom Weg, auf dem dieser Zustand erreicht wurde - abhängen, heißen Zustandsgrößen.

Jedes System besitzt eine gewisse innere Energie U, die eine Zustandsgröße ist.

**Merke:**

Die Summe aller Energien eines Systems bezeichnet man allgemein als innere Energie U. Unter den Energien hat man sich dabei alle denkbaren Energieformen vorzustellen, z.B. die kinetische Energie oder die Schwingungsenergie von Bindungen.

Die innere Energie eines geschlossenen Systems kann dadurch verändert werden, dass es aus der Umgebung Energie (meist in Form von Wärme) aufnimmt bzw. an die Umgebung Energie abgibt.

**Merke:**

Wird von einem geschlossenen System nur Wärme und Arbeit mit der Umgebung ausgetauscht, so ist die Summe der von außen zugeführten (bzw. an die Umgebung abgegebenen) Energie (nämlich Wärmemenge  $\Delta Q$  und Arbeit  $\Delta W$ ) gleich der Zunahme (bzw. der Abnahme) seiner inneren Energie  $\Delta U$ .

$$\Delta U = \Delta Q + \Delta W \quad \text{1. Hauptsatz der Thermodynamik}$$

Jeder Austausch von Wärme und Arbeit mit der Umgebung äußert sich in einer Änderung der inneren Energie des Systems: Energie kann weder erzeugt noch vernichtet werden (Prinzip von der Erhaltung der Energie; Hermann von Helmholtz, 1847).

Wenn bei einem chemischen Vorgang die Ausgangsstoffe (Edukte) vollständig in die Endstoffe (Produkte) umgewandelt werden, so bedeutet dies eine Zustandsänderung, mit welcher eine Änderung der inneren Energie  $\Delta U$  verknüpft ist. Dieser - und nur dieser - Unterschied in der inneren Energie der Edukte und der Produkte ist messbar.

**Merke:**

Zur Festlegung der Vorzeichen stellt man sich in der Thermodynamik auf den Standpunkt des Systems (nicht des Betrachters!) und rechnet dem System zugeführte Energiebeträge (speziell Arbeits- oder Wärmeenergie) positiv, vom System an die Umgebung abgegebene dagegen negativ.

Unter „normalen“ Bedingungen wird bei einem chemischen Vorgang nur dann Arbeit verrichtet, wenn eine Volumenänderung eintritt (es gilt dann, wenn p der äußere Druck ist:  $\Delta W = - p \cdot \Delta V$ ). Führt man die Reaktion in einem geschlossenen Gefäß durch, sodass das Volumen konstant bleibt (isochore Reaktion; chóra, gr. = Raum), so verrichtet das System keinerlei Arbeit, und die abgegebene (oder aufgenommene) Wärme entspricht der Änderung der inneren Energie:

$$\Delta U = \Delta Q$$

**Merke:**

Die Änderung der inneren Energie  $\Delta U$  ist gleich der Reaktionswärme bei konstantem Volumen. (Einheit: 1 J bzw. 1 kJ)

Reaktionswärmen bei konstantem Volumen können bestimmt werden, wenn man die Reaktionen in einem geschlossenen Stahlgefäß („kalorimetrische Bombe“) etwa durch elektrische Zündung auslöst und die Wärme an ein umgebendes Wasserbad abführt.

Die meisten chemischen Reaktionen werden jedoch nicht bei konstantem Volumen, sondern bei konstantem Druck (meist bei „Atmosphärendruck“) durchgeführt (isobare Reaktionen). Wenn das Volumen dabei zunimmt (z.B. bei der Bildung eines Gases durch Reaktionen von festen Stoffen mit Flüssigkeiten), wird gegen den äußeren Druck Arbeit verrichtet. Die damit verbundene Änderung der inneren Energie unterscheidet sich also um die „Volumenarbeit“ ( $p \cdot \Delta V$ ) von der abgegebenen oder aufgenommenen Wärme:

$$\Delta U = \Delta Q - p \cdot \Delta V$$

$$\text{bzw. nach } \Delta Q \text{ aufgelöst: } \Delta Q = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Die Reaktionswärme bei konstantem Druck bezeichnet man auch als Enthalpieänderung  $\Delta H$  (en, gr. = innerhalb; thalpos, gr. = Wärme; also anschaulich: „Wärmeinhalt“):

$$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Die Enthalpie  $H = U + p \cdot V$  eines chemischen Systems ist also als Summe der inneren Energie  $U$  und der „Volumenenergie“  $p \cdot V$  definiert.

**Merke:**

Die Enthalpieänderung  $\Delta H$  ist gleich der Reaktionswärme bei konstantem Druck. (Einheit: 1 J bzw. 1 kJ)

„Absolute“ Enthalpiewerte können nicht bestimmt werden, sondern nur Enthalpieänderungen (Enthalpiedifferenzen)  $\Delta H$ .

$\Delta H < 0$  bedeutet eine exotherme chemische Reaktion, d.h. eine Reaktion, bei der Energie an die Umgebung abgegeben wird.

$\Delta H > 0$  bedeutet eine endotherme chemische Reaktion, d.h. eine Reaktion, bei der Energie aus der Umgebung aufgenommen wird.

Da nur Enthalpieänderungen bestimmt werden können, darf man einen beliebigen Zustand eines Stoffes als Bezugszustand frei wählen und diesem einen willkürlichen Enthalpiewert zuordnen. Als Bezugszustand wird nach internationaler Übereinkunft der Zustand der **Elemente** gewählt, in dem diese sich bei 25 °C (298,15 K) und 1,013 bar in ihrer stabilsten Form befinden (Standardzustand). Man ordnet der Enthalpie der Elemente in diesem Zustand willkürlich den Wert **null** zu. Diese Enthalpien der Elemente bezeichnet man als Standard-Enthalpien. Die Wahl des Wertes null für die Standard-Enthalpien der Elemente ist deshalb erlaubt, weil es keine chemischen Reaktionen gibt, die die Elemente ineinander überführen.

Durch die Enthalpien der Elemente sind die Bildungsenthalpien  $\Delta_f H$  (f = formation, engl. = Bildung) chemischer Verbindungen festgelegt.

**Merke:**

Die Bildungsenthalpie  $\Delta_f H$  einer chemischen Verbindung ist die bei der Bildung dieser Verbindung aus den Elementen bei konstantem Druck abgegebene oder aufgenommene Wärmemenge.

Befinden sich die Elemente im Standardzustand, so bezeichnet man die Bildungsenthalpien als Standard-Bildungsenthalpien  $\Delta_f H^\circ$  (das Symbol  $^\circ$  kennzeichnet den Standardzustand). Standard-Bildungsenthalpien werden immer auf **1 mol** der betreffenden Verbindung im Standardzustand bezogen: „molare Standard-Bildungsenthalpie“ (Einheit:  $1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$  bzw.  $1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).

Beachte: Enthalpien sind temperatur- und druckabhängig.

Bei vielen Verbindungen lassen sich die Bildungsenthalpien nur schwer experimentell bestimmen. In diesen Fällen kann man sie nach einem von Heß aufgestellten Gesetz berechnen.

Gesetz von Heß („Satz von Heß“; 1840):

Die Enthalpieänderung beim Übergang eines bestimmten Stoffsystems in ein anderes ist vom Reaktionsweg unabhängig. (Mit anderen Worten: Ist ein chemischer Vorgang auf einem direkten Weg oder auch über Zwischenreaktionen möglich, so ist die Enthalpieänderung auf dem ersten Weg genauso groß wie die Summe der Enthalpieänderungen auf dem zweiten.)

Die Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H$  (bzw. bei Standardzuständen  $\Delta_r H^\circ$ ) einer bei konstantem Druck durchgeführten chemischen Umsetzung kann ganz allgemein aus den Bildungsenthalpien der Produkte und der Edukte berechnet werden: Die Reaktionsenthalpie ist - unter Berücksichtigung der stöchiometrischen Zahlen - gleich der Differenz zwischen der Summe der Bildungsenthalpien der Produkte und der Summe der Bildungsenthalpien der Edukte.

**Merke:**

Reaktionsenthalpien beziehen sich immer auf einen „Formelumsatz“, d.h. auf einen „Molumsatz“, der der Reaktionsgleichung mit möglichst kleinen natürlichen stöchiometrischen Zahlen entspricht.

Die Standard-Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H^\circ$  für eine chemische Reaktion, bei der eine chemische Verbindung aus ihren Elementen im Standardzustand gebildet wird, hat denselben Zahlenwert wie die Standard-Bildungsenthalpie  $\Delta_f H^\circ$  dieser Verbindung.

Da die Reaktionsenthalpie von den Aggregatzuständen der an einer Reaktion beteiligten Stoffe abhängt, muss man diese entsprechend kennzeichnen.



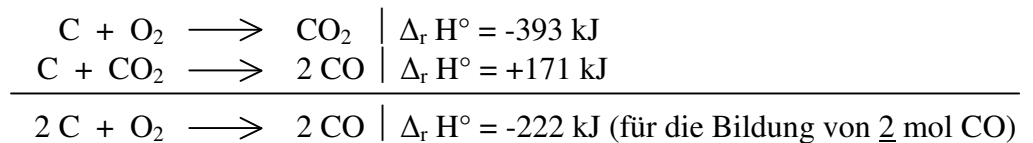
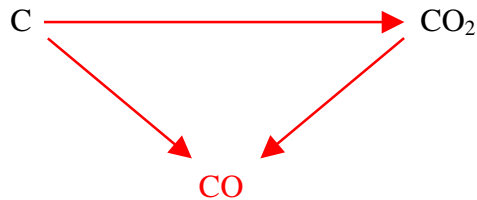
Bezeichnungen: s für solid, engl. = fest  
l für liquid, engl. = flüssig  
g für gaseous, engl. = gasförmig

(Leitet man die Reaktion so, dass nicht flüssiges Wasser, sondern Wasserdampf entsteht, so ist bei Berechnungen der endotherme Vorgang der Verdampfung des Wassers zu berücksichtigen.)

Werden chemische Gleichungen durch thermodynamische (thermochemische) Angaben (unter Beachtung der Vorzeichengebung!) ergänzt, so spricht man von thermochemischen Reaktionsgleichungen. Thermochemische Reaktionsgleichungen können wie algebraische Gleichungen behandelt werden.

Aufgrund des Gesetzes von Heß findet man Standard-Bildungsenthalpien chemischer Verbindungen häufig durch geeignete Kombination von chemischen Reaktionen, deren Reaktionsenthalpien bekannt sind!

Beispiel: Die Bildungsenthalpie von CO lässt sich nur indirekt bestimmen, weil Kohlenstoff bei der Verbrennung stets - wenn auch in gewissen Fällen nur spurenweise - CO<sub>2</sub> bildet.

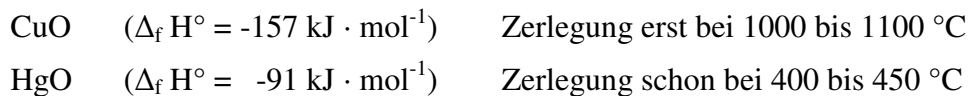


$\Delta_f H^\circ$  für CO beträgt also  $-111 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Schreibweise:  $\Delta_f H^\circ (\text{CO}) = -111 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Für das Verständnis vieler technischer Prozesse (z.B. Synthese von NH<sub>3</sub> oder Oxidation von SO<sub>2</sub> zu SO<sub>3</sub>) ist die Kenntnis der Reaktionsenthalpien von großer Bedeutung.

Die Standard-Bildungsenthalpie einer chemischen Verbindung ist ein Maß für deren Stabilität gegen thermische Zersetzung. Dies zeigt bei Verbindungen mit negativem  $\Delta_f H^\circ$ -Wert („exotherme Verbindungen“) z.B. ein Vergleich von CuO und HgO:



Viele Verbindungen mit positivem  $\Delta_f H^\circ$ -Wert („endotherme Verbindungen“) haben bei Raumtemperatur eine gewisse Beständigkeit, obwohl ihre Zerfallsreaktion exotherm ist, sie also das energetisch ungünstigere System darstellen. Solche Verbindungen (z.B. NO oder HI) nennt man metastabil. Sie verdanken ihre Beständigkeit dem Umstand, dass die Zerfallsreaktion eine verhältnismäßig große Aktivierungsenergie erfordert. Diese beträgt z.B. 92 kJ für den Zerfall von 1 mol HI.

Beachte: Bei Umkehrung der Reaktionsrichtung muss das Vorzeichen des  $\Delta_r H^\circ$ -Wertes umgekehrt werden.

Früher glaubte man, dass die Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H$  allein bestimme, ob eine Reaktion ablaufen kann oder nicht (Prinzip von Thomson und Berthelot; 1852/1867: Eine chemische Reaktion kann dann prinzipiell ablaufen, wenn sie exotherm ist.). Dieser Aussage widerspricht aber die Tatsache, dass es auch endotherme Reaktionen gibt (also Reaktionen mit positivem  $\Delta_r H$ -Wert), z.B. die Reaktion von Wasserdampf mit Kohle bei einer Temperatur oberhalb von 1500 °C. Ferner verlaufen viele chemische Reaktionen nicht vollständig, d.h. sie kommen bei einer ganz bestimmten Zusammensetzung des Systems, bei der Produkte und Edukte gleichzeitig vorliegen, zum Stillstand: Es stellt sich ein Gleichgewicht ein. Chemische Gleichgewichte sind „dynamische“ Gleichgewichte, d.h. auch nach Einstellung des Gleichgewichtes finden noch Hin- und Rückreaktionen statt, aber an der Lage des Gleichgewichtes ändert sich nichts mehr.

Das Prinzip von Thomson und Berthelot (die Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H$  allein) kann also nicht als Kriterium dafür dienen, ob eine Reaktion prinzipiell abläuft oder nicht. Neben der Reaktionsenthalpie  $\Delta_r H$  beeinflusst noch die Zustandsgröße Entropie  $S$  den Ablauf einer Reaktion (Clausius, 1854; entropiein, gr. = wenden). Die Entropie  $S$  kann als Maß für die „Unordnung“ eines Systems interpretiert werden (Boltzmann, 1896). In einem **abgeschlossenen** System nimmt die Entropie bei jedem Vorgang zu (Prinzip vom Streben nach Zunahme der Entropie; 2. Hauptsatz der Thermodynamik). Beispielsweise erfolgt eine Zunahme der Entropie (unabhängig davon, ob das System abgeschlossen ist oder nicht):

- beim Übergang vom festen in den flüssigen oder weiter in den gasförmigen Aggregatzustand;
- bei der Zunahme der Teilchenanzahl als Folge einer chemischen Reaktion;
- beim Auflösen einer festen Substanz.

Da die Entropie ein Maß der molekularen Unordnung darstellt, ist sie dann gleich null, wenn größtmögliche Ordnung verwirklicht ist, was für einen vollkommen regelmäßig gebauten Kristall am absoluten Nullpunkt zutrifft. Dies kommt im 3. Hauptsatz der Thermodynamik (Nernst, 1906, und Planck, 1911) zum Ausdruck: Die Entropie idealer Kristalle eines Elementes oder einer Verbindung besitzt bei 0 K den Wert null. Hieraus ergibt sich, dass

- a) absolute Entropiewerte bestimmt werden können;
- b) die Entropie der Elemente im Standardzustand nicht den Wert null hat.

Nach einer von Gibbs um 1875 aufgestellten Gleichung können Enthalpie und Entropie zu einer neuen Zustandsgröße  $G$  verknüpft werden, die als freie Enthalpie bezeichnet wird:  $G = H - T \cdot S$ .  $G$ ,  $H$  und  $S$  sind vom Druck und von der Temperatur abhängige Zustandsgrößen.

Für Zustandsänderungen eines bei konstantem Druck und konstanter Temperatur gehaltenen **geschlossenen** Systems gilt:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \quad \text{Gibbs-Gleichung}$$

$\Delta H$	=	Enthalpieänderung (Einheit: 1 J bzw. 1 kJ)
$\Delta S$	=	Entropieänderung (Einheit: 1 J · K <sup>-1</sup> )
$\Delta G$	=	Änderung der freien Enthalpie (Einheit: 1 J bzw. 1 kJ)
$T$	=	thermodynamische Temperatur (Einheit: 1 K)

Ebenso wie man die Standard-Reaktionsenthalpien chemischer Reaktionen aus den Standard-Bildungsenthalpien berechnen kann, kann man auch die freien Standard-Reaktionsenthalpien  $\Delta_r G^\circ$  chemischer Reaktionen aus freien Standard-Bildungsenthalpien  $\Delta_f G^\circ$  ermitteln. Die freie Standard-Bildungsenthalpie  $\Delta_f G^\circ$  einer chemischen Verbindung wird als die Änderung der freien Enthalpie definiert, die auftritt, wenn man 1 mol dieser Verbindung aus den Elementen im Standardzustand (25 °C; 1,013 bar; stabilste Form) darstellt. Einem Element im Standardzustand wird für die freie Enthalpie der Wert null zugeordnet.

$\Delta_r G^\circ$  ist - unter Berücksichtigung der stöchiometrischen Zahlen - gleich der Differenz zwischen der Summe der freien Standard-Bildungsenthalpien der Produkte und der Summe der freien Standard-Bildungsenthalpien der Edukte.

Entsprechendes gilt für die Standard-Reaktionsentropie  $\Delta_r S^\circ$ .

Beachte: Die Standard-Entropie eines Elementes oder einer Verbindung ist stets positiv.

**Merke:**

Das Vorzeichen von  $\Delta_r G$  entscheidet darüber, wie weit eine chemische Reaktion prinzipiell ablaufen kann:

- |                  |   |
|------------------|---|
| $\Delta_r G < 0$ | Der Vorgang kann prinzipiell zu mehr als 50 % eines Formelumsatzes ablaufen - im Grenzfall vollständig ( <u>exergonischer</u> Vorgang).   |
| $\Delta_r G = 0$ | Der Vorgang kann prinzipiell zu 50 % ablaufen.  |
| $\Delta_r G > 0$ | Der Vorgang kann prinzipiell zu weniger als 50 % eines Formelumsatzes ablaufen - im Grenzfall gar nicht ( <u>endergonischer</u> Vorgang). |

Über die Reaktionsgeschwindigkeit kann mithilfe von  $\Delta_r G$  keine Aussage gemacht werden.

**Interpretationen zur Gibbs-Gleichung:**

1.) Für exotherme Reaktionen ( $\Delta_r H$  negativ) gilt:

- falls  $\Delta_r S$  positiv ist (Zunahme der Entropie)  $\Rightarrow$   
 $\Delta_r G$  stets negativ, also exergonischer Vorgang  
Beispiel:  $H_2 + SO_3 \longrightarrow H_2O + SO_2$
- falls  $\Delta_r S$  negativ ist (Abnahme der Entropie)  $\Rightarrow$   
bei tiefer Temperatur (T klein):  $\Delta_r G$  negativ, also exergonischer Vorgang  
bei sehr hoher Temperatur (T sehr groß):  $\Delta_r G$  positiv, also endergonischer Vorgang  
Beispiel:  $2 SO_2 + O_2 \longrightarrow 2 SO_3$

2.) Für endotherme Reaktionen ( $\Delta_r H$  positiv) gilt:

- falls  $\Delta_r S$  positiv ist (Zunahme der Entropie)  $\Rightarrow$   
bei tiefer Temperatur (T klein):  $\Delta_r G$  positiv, also endergonischer Vorgang  
bei sehr hoher Temperatur (T sehr groß):  $\Delta_r G$  negativ, also exergonischer Vorgang  
Beispiel:  $C_2H_5OH(g) \longrightarrow C_2H_4(g) + H_2O(g)$
- falls  $\Delta_r S$  negativ ist (Abnahme der Entropie)  $\Rightarrow$   
 $\Delta_r G$  stets positiv, also endergonischer Vorgang  
Beispiel:  $2 HCl \longrightarrow H_2 + Cl_2$

**Merke:**

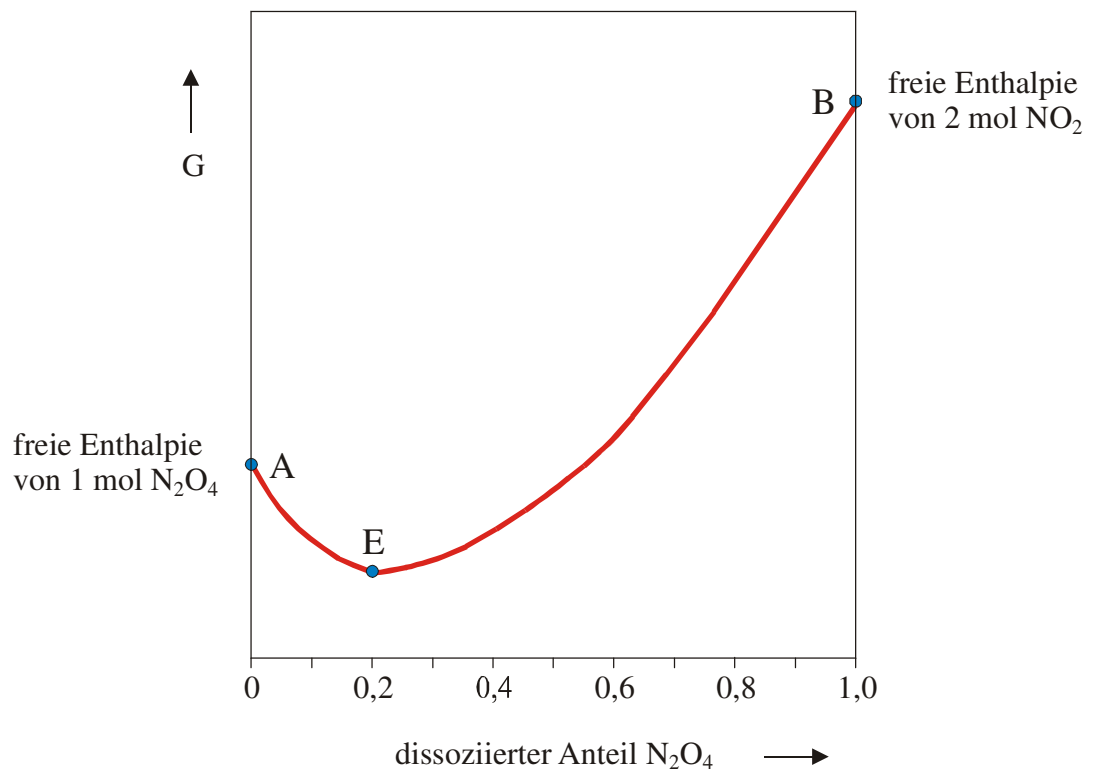
Alle Systeme „versuchen“, ein Enthalpieminimum zu erreichen. Gleichzeitig „streben“ sie aber auch ein Entropiemaximum an. Beide Tendenzen können gleichsinnig oder entgegengesetzt wirken und lassen sich zusammenfassen in der Aussage: Alle Systeme „versuchen“, ein Minimum der freien Enthalpie zu erreichen.

**Anmerkungen:**

- Meist ist auch die Enthalpieänderung  $\Delta H$  etwas abhängig von der Temperatur, was aber bei den oben durchgeführten Überlegungen außer Betracht bleiben kann.
- Bei den meisten nahe Zimmertemperatur ablaufenden Reaktionen ist das Produkt  $T \cdot \Delta_r S$  klein im Vergleich zu  $\Delta_r H$ , d.h. es sind dann (in einem geschlossenen System bei konstantem Druck und konstanter Temperatur) im Allgemeinen exotherme Reaktionen auch exergonisch und endotherme Reaktionen endergonisch.

- 3.) Aus der Gibbs-Gleichung erkennt man, dass das Prinzip von Thomson und Berthelot ein Grenzesetz für tiefe Temperaturen darstellt, da dort  $T \cdot \Delta_r S$  sehr klein gegenüber  $\Delta_r H$  ist.
- 4.)  $T \cdot \Delta S$  ist ein Energiebetrag, der in keine andere Energieform als Wärme umgewandelt werden kann.  $\Delta G$  ist ein Energiebetrag, der von dem System sowohl in Form von Wärme (wie dies normalerweise der Fall ist) als auch in einer anderen Energieform mit seiner Umgebung ausgetauscht werden kann, insbesondere in Form von elektrischer Energie oder in mehreren Energieformen gleichzeitig.  $\Delta G$  entspricht dem maximalen Energiebetrag, der in einer anderen Form als in Form von Wärme, d.h. als elektrische oder mechanische Energie, vom System abgegeben oder aufgenommen werden kann. (Von der „Volumenarbeit“, welche expandierende Gase gegen den Außendruck verrichten bzw. kontrahierende Gase durch den Außendruck erfahren, ist dabei abgesehen.)
- 5.) Bei nicht vollständig ablaufenden chemischen Reaktionen stellt sich prinzipiell ein Gleichgewichtszustand („dynamisches Gleichgewicht“) ein, unabhängig davon, ob die Reaktion von den Stoffen der „linken“ oder der „rechten“ Seite der Reaktionsgleichung aus startet. In jedem Fall nimmt die freie Enthalpie  $G$  im Verlauf der Reaktion ab und erreicht im Gleichgewichtszustand einen minimalen Wert.

Beispiel: Dissoziationsreaktion  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$  bei  $25^\circ\text{C}$  und  $1,013 \text{ bar}$  (Gesamtdruck) in einem System, welches ursprünglich  $1 \text{ mol N}_2\text{O}_4$  enthält



Die Differenz zwischen der freien Enthalpie am Punkt B und der freien Enthalpie am Punkt A ist gleich dem  $\Delta_r G^\circ$ -Wert der Reaktion. Da dieser größer als null ist, kann man vorhersagen, dass die quantitative Bildung von  $\text{NO}_2$  aus  $\text{N}_2\text{O}_4$  unmöglich ist. Jedoch zeigt der Unterschied zwischen der freien Enthalpie des reinen  $\text{N}_2\text{O}_4$  und der des Gleichgewichtsgemisches am Punkt E ( $\Delta G < 0!$ ), dass so lange  $\text{N}_2\text{O}_4$  in  $\text{NO}_2$  dissoziiert, bis der Gleichgewichtszustand erreicht ist. Auch bei der Darstellung des Gleichgewichtsgemisches aus reinem  $\text{NO}_2$  ist  $\Delta G < 0$ . [Beachte den Unterschied zwischen  $\Delta G$  und  $\Delta_r G^\circ$  !] Die negativen Werte zeigen, dass die Reaktionen in beiden Fällen (von A nach E und von B nach E) prinzipiell ablaufen können.

**Standard-Bildungsenthalpien  $\Delta_f H^\circ$  (in  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )**

Na	(s)	0	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	(s)	-1131	F <sub>2</sub>	(g)	0
Na <sub>2</sub> O	(s)	-416	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	(s)	-1146	F	(g)	+79
K	(s)	0	MgCO <sub>3</sub>	(s)	-1096	Cl <sub>2</sub>	(g)	0
K <sub>2</sub> O	(s)	-361	CaCO <sub>3</sub> (2)	(s)	-1207	Cl	(g)	+121
KOH	(s)	-425	<hr/>			Br <sub>2</sub>	(l)	0
Mg	(s)	0	NaCl	(s)	-411	Br <sub>2</sub>	(g)	+31
MgO	(s)	-601	KCl	(s)	-436	Br	(g)	+112
Mg(OH) <sub>2</sub>	(s)	-924	MgCl <sub>2</sub>	(s)	-642	I <sub>2</sub>	(s)	0
Ca	(s)	0	CaCl <sub>2</sub>	(s)	-796	I <sub>2</sub>	(g)	+62
CaO	(s)	-635	BaCl <sub>2</sub>	(s)	-859	I	(g)	+107
Ca(OH) <sub>2</sub>	(s)	-986	NiCl <sub>2</sub>	(s)	-305	<hr/>		
BaO	(s)	-554	<hr/>			HF	(g)	-271
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	(s)	-1676	FeS	(s)	-100	HCl	(g)	-92
Cu <sub>2</sub> O	(s)	-169	FeS <sub>2</sub>	(s)	-178	HBr	(g)	-36
CuO	(s)	-157	HgS (α)	(s)	-58	HI	(g)	+26
FeO (1)	(s)	-264	<hr/>			H <sub>2</sub> O (4)	(l)	-285
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	(s)	-824	NO	(g)	+90	H <sub>2</sub> O	(g)	-242
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	(s)	-1118	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	(g)	+84	H <sub>2</sub> S	(g)	-21
ZnO	(s)	-348	NO <sub>2</sub>	(g)	+33	NH <sub>3</sub>	(g)	-46
PbO (gelb)	(s)	-217	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	(s)	-43	PH <sub>3</sub>	(g)	+5
PbO (rot)	(s)	-219	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	(g)	+11	CH <sub>4</sub>	(g)	-75
PbO <sub>2</sub>	(s)	-277	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	(s)	-3008			
Ag <sub>2</sub> O	(s)	-31	CO	(g)	-111			
HgO	(s)	-91	CO <sub>2</sub>	(g)	-393			
			SiO <sub>2</sub> (3)	(s)	-911			
			SO <sub>2</sub>	(g)	-297			
			SO <sub>3</sub>	(g)	-396			

(1) Wüstit Fe<sub>0,95</sub>O

(2) Calcit

(3) Quarz

(4) molare Verdampfungswärme des Wassers bei 100 °C nach Angabe in der Literatur: 44  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

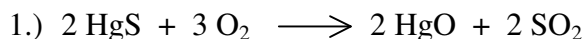
**Standard-Entropien  $S^\circ$  (in  $\text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ )**

Al	(s)	28	H <sub>2</sub> O	(l)	70	He	(g)	126
C (Graphit)	(s)	6	H <sub>2</sub> O	(g)	189	Ne	(g)	146
C (Diamant)	(s)	2	CO	(g)	198	H <sub>2</sub>	(g)	131
Cu	(s)	33	CO <sub>2</sub>	(g)	214	F <sub>2</sub>	(g)	203
Fe	(s)	27	SO <sub>2</sub>	(g)	248	Cl <sub>2</sub>	(g)	223
Si	(s)	19	SO <sub>3</sub>	(g)	257	Br <sub>2</sub>	(l)	152
AgCl	(s)	96	HF	(g)	174	Br <sub>2</sub>	(g)	245
CuO	(s)	43	HCl	(g)	187	I <sub>2</sub>	(s)	116
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	(s)	87	HBr	(g)	199	I <sub>2</sub>	(g)	261
SiO <sub>2</sub> (Quarz)	(s)	42	HI	(g)	206	N <sub>2</sub>	(g)	192
CaO	(s)	40	H <sub>2</sub> S	(g)	206	O <sub>2</sub>	(g)	205
CaCO <sub>3</sub>	(s)	93	NO <sub>2</sub>	(g)	240			
			NH <sub>3</sub>	(g)	192			

### Aufgaben zu dem Kapitel „Enthalpie und Entropie“

- 1.) Formulieren Sie die thermochemische Reaktionsgleichung für das Rösten von Zinnober.
- 2.) Formulieren Sie die thermochemische Reaktionsgleichung für das Thermitverfahren
  - a) mit  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,
  - b) mit  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .Berechnen Sie, welche Energie jeweils bei der Oxidation von 1 mol Aluminium frei wird.
- 3.) Formulieren Sie die thermochemische Reaktionsgleichung für die Reduktion von Quarz durch Magnesium.
- 4.) Formulieren Sie die thermochemische Reaktionsgleichung für das Rösten von Pyrit und geben Sie an, wie viel Wärme beim Rösten von 100 g Pyrit frei wird.  
(molare Masse von  $\text{FeS}_2$ :  $120,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )
- 5.)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  wird durch CO zu metallischem Eisen reduziert. Gesucht ist die molare Standardbildungsenthalpie von CO. Gegeben ist  $\Delta_f H^\circ = -22 \text{ kJ}$ .
- 6.) Berechnen Sie die Reaktionsenthalpie (unter Standardbedingungen) und die freie Reaktionsenthalpie für das Brennen von Kalk.
- 7.) Welche der folgenden Reaktionen können bei konstanter Temperatur und konstantem Druck prinzipiell ablaufen, wenn es sich um geschlossene Systeme handelt und alle Stoffe als Gase vorliegen? ( $T = 298,15 \text{ K}$ )
  - a)  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$
  - b)  $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{SO}_3$
  - c)  $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
  - d)  $\text{H}_2 + \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
  - e)  $2 \text{HCl} \longrightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$

## Lösungen der Aufgaben

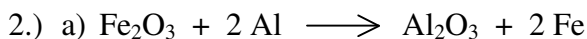


$$\Delta_r H^\circ = [2 \text{ mol} \cdot (-91 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 2 \text{ mol} \cdot (-297 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})] - [2 \text{ mol} \cdot (-58 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0]$$

$$\Delta_r H^\circ = -182 \text{ kJ} - 594 \text{ kJ} + 116 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = \underline{\underline{-660 \text{ kJ}}}$$

Ergebnis:  $2 \text{HgS} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{HgO} + 2 \text{SO}_2 \mid \Delta_r H^\circ = -660 \text{ kJ}$  (für 2 mol HgS!)



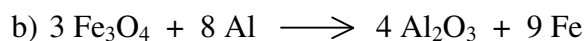
$$\Delta_r H^\circ = [1 \text{ mol} \cdot (-1676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0] - [1 \text{ mol} \cdot (-824 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0]$$

$$\Delta_r H^\circ = -1676 \text{ kJ} + 824 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = \underline{\underline{-852 \text{ kJ}}}$$

Ergebnis:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe} \mid \Delta_r H^\circ = -852 \text{ kJ}$

Bei der Oxidation von 1 mol Aluminium werden also 426 kJ frei, d.h. vom reagierenden System an die Umgebung abgegeben.



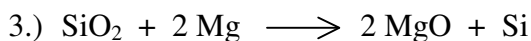
$$\Delta_r H^\circ = [4 \text{ mol} \cdot (-1676 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0] - [3 \text{ mol} \cdot (-1118 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0]$$

$$\Delta_r H^\circ = -6704 \text{ kJ} + 3354 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = \underline{\underline{-3350 \text{ kJ}}}$$

Ergebnis:  $3 \text{Fe}_3\text{O}_4 + 8 \text{Al} \longrightarrow 4 \text{Al}_2\text{O}_3 + 9 \text{Fe} \mid \Delta_r H^\circ = -3350 \text{ kJ}$

Bei der Oxidation von 1 mol Aluminium werden also  $3350 \text{ kJ} : 8 \approx 419 \text{ kJ}$  frei.

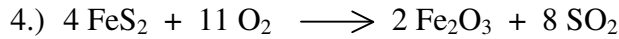


$$\Delta_r H^\circ = [2 \text{ mol} \cdot (-601 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0] - [1 \text{ mol} \cdot (-911 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0]$$

$$\Delta_r H^\circ = -1202 \text{ kJ} + 911 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = \underline{\underline{-291 \text{ kJ}}}$$

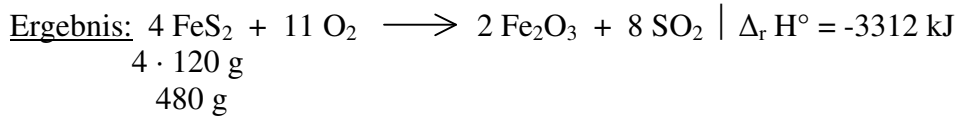
Ergebnis:  $\text{SiO}_2 + 2 \text{Mg} \longrightarrow 2 \text{MgO} + \text{Si} \mid \Delta_r H^\circ = -291 \text{ kJ}$



$$\Delta_r H^\circ = [2 \text{ mol} \cdot (-824 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 8 \text{ mol} \cdot (-297 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})] - [4 \text{ mol} \cdot (-178 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0]$$

$$\Delta_r H^\circ = -1648 \text{ kJ} - 2376 \text{ kJ} + 712 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = -3312 \text{ kJ}$$



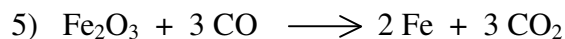
Beim Rösten von 480 g Pyrit werden 3312 kJ frei:  $\Delta Q_1 = -3312 \text{ kJ}$ .

Beim Rösten von 100 g Pyrit wird die Wärmemenge  $\Delta Q_2 = x$  umgesetzt.

$$\frac{x}{100 \text{ g}} = \frac{-3312 \text{ kJ}}{480 \text{ g}}$$

$$x = \frac{-3312 \text{ kJ} \cdot 100 \text{ g}}{480 \text{ g}} = \underline{\underline{-690 \text{ kJ}}}$$

Beim Rösten von 100 g Pyrit werden also 690 kJ frei. ( $\Delta Q_2 = -690 \text{ kJ}$ )



$$-22 \text{ kJ} = [3 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0] - [1 \text{ mol} \cdot (-824 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 3 \text{ mol} \cdot x]$$

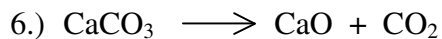
$$-22 \text{ kJ} = -1179 \text{ kJ} + 824 \text{ kJ} - 3 \text{ mol} \cdot x$$

$$3 \text{ mol} \cdot x = -355 \text{ kJ} + 22 \text{ kJ}$$

$$3 \text{ mol} \cdot x = -333 \text{ kJ} \mid : 3 \text{ mol}$$

$$x = -111 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ergebnis: molare Standardbildungsenthalpie von CO:  $\Delta_f H^\circ (\text{CO}) = -111 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$



$$\Delta_r H^\circ = [1 \text{ mol} \cdot (-635 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 1 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})] - [1 \text{ mol} \cdot (-1207 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})]$$

$$\Delta_r H^\circ = -635 \text{ kJ} - 393 \text{ kJ} + 1207 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = \underline{\underline{+179 \text{ kJ}}} \quad (\text{endergonische Reaktion})$$

$$\Delta_r S = [1 \text{ mol} \cdot 40 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 214 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] - [1 \text{ mol} \cdot 93 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}]$$

$$\Delta_r S = 40 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} + 214 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 93 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r S = 161 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T \cdot \Delta_r S = 298,15 \text{ K} \cdot 161 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \approx 48 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S$$

$$\Delta_r G^\circ = 179 \text{ kJ} - 48 \text{ kJ} = +131 \text{ kJ} \quad (\text{endergonische Reaktion})$$

Hinweis: Beim Kalkbrennen arbeitet man in der Technik in offenen Systemen (Schacht- oder Ringöfen) bei einer Temperatur von rund 1000 °C.



$$\Delta_r H^\circ = [1 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0] - [1 \text{ mol} \cdot (-111 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 1 \text{ mol} \cdot (-242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})]$$

$$\Delta_r H^\circ = -393 \text{ kJ} + 111 \text{ kJ} + 242 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = -40 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r S = [1 \text{ mol} \cdot 214 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 131 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] - [1 \text{ mol} \cdot 198 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 189 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}]$$

$$\Delta_r S = 214 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} + 131 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 198 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 189 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r S = -42 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

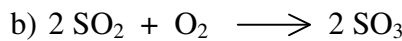
$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S$$

$$\Delta_r G^\circ = -40 \text{ kJ} - [298,15 \text{ K} \cdot (-42 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})]$$

$$\Delta_r G^\circ = -40 \text{ kJ} + 12,5 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r G^\circ = -27,5 \text{ kJ} \quad (\text{exergonische Reaktion})$$

Die Reaktion kann prinzipiell (d.h. wenn keine Reaktionshemmung vorhanden ist) zu mehr als 50 % ablaufen.



$$\Delta_r H^\circ = [2 \text{ mol} \cdot (-396 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})] - [2 \text{ mol} \cdot (-297 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 0]$$

$$\Delta_r H^\circ = -792 \text{ kJ} + 594 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = -198 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r S = [2 \text{ mol} \cdot 257 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] - [2 \text{ mol} \cdot 248 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 205 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}]$$

$$\Delta_r S = 514 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 496 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 205 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r S = -187 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

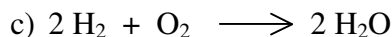
$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S$$

$$\Delta_r G^\circ = -198 \text{ kJ} - [298,15 \text{ K} \cdot (-187 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})]$$

$$\Delta_r G^\circ = -198 \text{ kJ} + 55,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r G^\circ = -142,2 \text{ kJ} \quad (\text{exergonische Reaktion})$$

Die Reaktion kann prinzipiell zu mehr als 50 % ablaufen. (Zur Beseitigung der bestehenden Reaktionshemmung werden in der Technik Katalysatoren eingesetzt.)



$$\Delta_r H^\circ = [2 \text{ mol} \cdot (-242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})] - 0$$

$$\Delta_r H^\circ = -484 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r S = [2 \text{ mol} \cdot 189 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] - [2 \text{ mol} \cdot 131 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 205 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}]$$

$$\Delta_r S = 378 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 262 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 205 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r S = -89 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

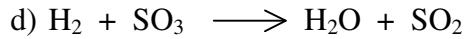
$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S$$

$$\Delta_r G^\circ = -484 \text{ kJ} - [298,15 \text{ K} \cdot (-89 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})]$$

$$\Delta_r G^\circ = -484 \text{ kJ} + 26,5 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r G^\circ = -457,5 \text{ kJ} \quad (\text{exergonische Reaktion})$$

Die Reaktion läuft nach Aufhebung der bei Standardbedingungen vorhandenen Reaktionshemmung (Zündung!) weitgehend ab.



$$\Delta_r H^\circ = [1 \text{ mol} \cdot (-242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 1 \text{ mol} \cdot (-297 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - [0 + 1 \text{ mol} \cdot (-396 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})]]$$

$$\Delta_r H^\circ = -242 \text{ kJ} - 297 \text{ kJ} + 396 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r H^\circ = -143 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r S = [1 \text{ mol} \cdot 189 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 248 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] - [1 \text{ mol} \cdot 131 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 257 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}]$$

$$\Delta_r S = 189 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} + 248 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 131 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 257 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r S = -49 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

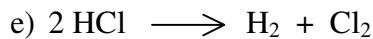
$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S$$

$$\Delta_r G^\circ = -143 \text{ kJ} - [298,15 \text{ K} \cdot 49 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}]$$

$$\Delta_r G^\circ = -143 \text{ kJ} - 14,6 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r G^\circ = -157,6 \text{ kJ} \quad (\text{exergonische Reaktion})$$

Die Reaktion kann bei Standardbedingungen prinzipiell zu mehr als 50 % ablaufen.



$$\Delta_r H^\circ = 0 - [2 \text{ mol} \cdot (-92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})]$$

$$\Delta_r H^\circ = +184 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r S = [1 \text{ mol} \cdot 131 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 223 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}] - [2 \text{ mol} \cdot 187 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}]$$

$$\Delta_r S = 131 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 223 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} - 374 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r S = -20 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta_r G^\circ = \Delta_r H^\circ - T \cdot \Delta_r S$$

$$\Delta_r G^\circ = 184 \text{ kJ} - [298,15 \text{ K} \cdot (-20 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1})]$$

$$\Delta_r G^\circ = 184 \text{ kJ} + 6 \text{ kJ}$$

$$\Delta_r G^\circ = +190 \text{ kJ} \quad (\text{endergonische Reaktion})$$

Die Reaktion kann bei Standardbedingungen prinzipiell nur zu einem geringen Prozentsatz ablaufen.