

Energie - Entropie

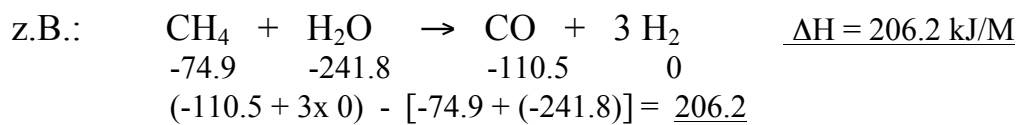
Bei chemischen Reaktionen unterscheidet man :

1. Sehr rasch ablaufende Reaktionen (Verbrennungen, Explosionen), laufen freiwillig ab.
2. Langsam ablaufende Reaktionen (Rosten v. Eisen , Milch wird sauer..) laufen ebenfalls freiwillig ab, werden durch Erhitzen od. Kühlen beschleunigt od. verlangsamt.
3. Reaktionen, die von außen erzwungen werden müssen. (z.B.: Elektrolysen, Pyrolysen)

Jede chemische Verbindung besitzt eine bestimmte Energie (= innere Energie). Sie setzt sich zusammen aus potentieller und kinetischer Energie, Bindungsenergie

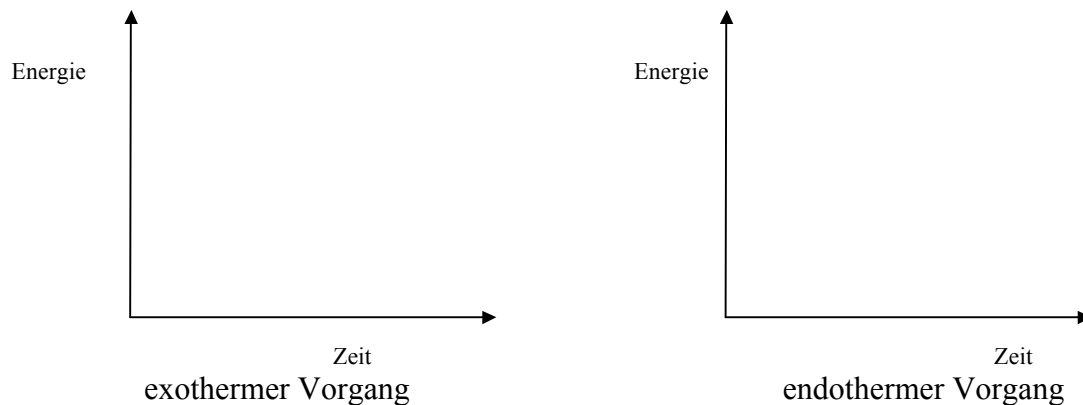
Bei einer chemischen Reaktion entstehen Stoffe mit neuem Energieinhalt.

$$\Delta H = \sum H_{\text{end}} - \sum H_{\text{aus}} \quad H = \text{Enthalpie (Summe aller Energien)}$$



Ist der Wert für ΔH **negativ**, so spricht man von einer **exothermen Reaktion**, Energie wird frei.

Ist der Wert für ΔH **positiv**, so spricht man von einer **endothermen Reaktion**, Energie wird benötigt.



Aktivierungsenergie: jene Energie, die ein chem. Vorgang benötigt, um überhaupt zu starten.

Katalysator: beschleunigt eine Reaktion ohne sich dabei zu verändern.

Biochemische Katalysatoren heißen Enzyme.

Katalysatoren verringern die Aktivierungsenergie einer chem. Reaktion.

Um die Freiwilligkeit einer Reaktion zu beurteilen, muß man noch eine weitere Größe kennen - die Entropie (S)

Sie kann man als ein Maß für die Unordnung bezeichnen. Alles auf unserer Welt strebt nach einem Maximum an Unordnung (Entropie), daher bestimmt auch sie die Freiwilligkeit einer Reaktion.

$$\Delta S = \sum S_{\text{end}} - \sum S_{\text{aus}}$$

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

Gibbs Helmholtz'sche Gleichung

ΔG : freie Enthalpie

T: Temperatur in K



Die freie Enthalpie ist das alleinige Maß für die Freiwilligkeit von Reaktionen.

Ist ΔG **negativ**, so läuft die Reaktion spontan von selbst ab. (**exergoner Prozess**)

Ist ΔG **positiv**, so muß sie erzwungen werden. (**endergoner Prozess**)

Berechne ΔG für die folgenden Reaktionen:

- 1: Verbrennung von Ethanol: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(g)} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- 2: Zersetzung v. Distickstoffpentoxid: $2 \text{N}_2\text{O}_{5(s)} \rightarrow 4 \text{NO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$
3. Ammoniaksynthese: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

	ΔH	S°
Al_2O_3	-1675 kJ/M	51 J/M°
Fe_2O_3	- 822 kJ/M	90 J/M°
$\text{N}_2\text{O}_{5(s)}$	- 42 kJ/M	178 J/M°
H_2		131 J/M°
N_2		192 J/M°

Beim **Auflösen von Salzen** beobachtet man häufig eine oft beachtliche Erwärmung oder Abkühlung der Lösung. Wie kommt es dazu?

Einerseits muß beim Auflösen die Gitterenergie des Salzkristalls überwunden werden. Sie ist unter anderem abhängig, wie stark die Ionen geladen sind.

Andererseits liefert das Umhüllen der Ionen mit Wasser - Molekülen (Solvatisieren, Hydratisieren) Energie, da die Unordnung (Entropie) stark zunimmt.

Wichtige Kältemischungen:



Ü1: Hydratation:

Gib in ein Kalorimeter 100 ml Wasser und miss dessen Temperatur!

Füge 10 g des Salzes hinzu und rühre bis es sich vollständig aufgelöst hat.

Dann wird die Temperatur bestimmt.

Gib in ein Isoliergefäß 3 Gewichtsteile zerstoßenes Eis und 1 Teil Natriumchlorid.

Gut mischen!

Notiere die jeweils höchste/tiefste beobachtete Temperatur in der Tabelle:

Berechne die molare Lösungsenthalpie für jeweils 1 mol des Salzes!

Salz	NaCl	NH ₄ Cl	KNO ₃	CaCl ₂	Eis/NaCl
ΔT					
ΔH theor.	4 kJ/mol	15 kJ/mol	34.5 kJ/mol	-91,2 kJ/mol	XXXXXXXX
ΔH exp.					

Ü2: Erhitze 12,5g Kupfervitriol (CuSO₄·5H₂O) in einer Porzellanschale bis fast zur Farblosigkeit.
Nach dem Abkühlen gibt man etwa 5 ml Wasser dazu. Miss die Temperaturzunahme!

$$\Delta T = \text{_____ K}$$

Ü3: Bengalische Feuer -- einige Rezepte:

a: Rot: 1,8g Strontiumnitrat + 0,6g Schwefel + 0,04g Holzkohle

b: Gelb: 0,5g Natriumnitrat + 0,6g Schwefel + 0,3g wasserfr.Soda

c: Grün: 5 ml Methanol + 0,5g Borsäure + 3Tr.Schwefelsäure (c.)

d: Weiss: 1,3g Schwarzpulver + 1,7g Al + 1g Schwefel + 5,2g Ba-nitrat + 0,4g Dextrin

Schwarzpulver: 75% Kaliumnitrat, 15% Holzkohle, 10% Schwefel

Ü4: Chemoluminiszenz:

Lösung 1: ca. 50 mg Luminol (kl.Spatelspitze) in 5 ml NaOH (5%ig) auflösen.

Mit 450 ml Wasser vermischen.

Lösung 2: 0.3 g Kaliumhexacyanoferrat-III in 450 ml Wasser lösen. Kurz vor der

Durchführung des Experimentes fügt man dazu noch ca.12 ml Wasserstoffperoxid (3%ig) hinzu.

Diese beiden Lösungen gießt man nun im abgedunkelten Raum möglichst gleich schnell durch einen Trichter in eine darunter befindliche Wanne aus Glas.

Ü5: Thermit Gemisch:

Erzeuge eine Mischung von Eisenoxid und Aluminium - Gieß (Massenverhältnis 1:3,2) in einer Reibschale. Diese Mischung wird in einem doppelten Blumentopf mittels Zündstäbchen im Freien gezündet.

Erstelle für die nun ablaufende Reaktion die Reaktionsgleichung:

Berechne die Reaktionsenthalpie unter Zuhilfenahme des Tabellenwerkes!

$$\Delta H = \text{_____ kJ.}$$

